



FONDO PIZZOFALCONE



30-7-38

BIBLIOTECA PROVINCIALE

Armadio

V



Palchetto

Num.° d'ordine

24

44-258

NAZIONALE

B. Prov.

11

849

NAPOLI

R. BIBLIOTECA

VITT. EM. III

B-Gul

II

849

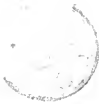




ÉLÉMENTS

DE

CHIMIE MINÉRALE.



---

PARIS. — IMPRIMERIE DE FAIN ET THUNOT.  
RUE RACINE, 28, PRÈS DE L'ODÉON.

610028

# ÉLÉMENTS DE CHIMIE MINÉRALE,

PRÉCÉDÉS  
D'UN ABRÉGÉ DE L'HISTOIRE DE LA SCIENCE

ET SUIVIS  
D'UN EXPOSÉ  
DES ÉLÉMENTS DE CHIMIE ORGANIQUE ;

ouvrage dans lequel les corps sont classés par familles naturelles,

**PAR FERD. HOEFER,**

Docteur en médecine de la Faculté de Paris, membre de la Société géologique de France,  
de la Société asiatique de Paris, etc.

*Omnia in mensura et numero et pondere  
dispositi. ( Sap. xi. 21. )*



**PARIS.**

**DEZOBRY, E. MAGDELEINE ET C<sup>e</sup>, ÉDITEURS,**

RUE DES MAÇONS-SORBONNE, N<sup>o</sup> 1.

**1841.**

100

A

# M. PELOUZE,

PROFESSEUR DE CHIMIE GÉNÉRALE A L'ÉCOLE POLYTECHNIQUE,  
PROFESSEUR SUPPLÉANT D'ANALYSE CHIMIQUE AU COLLÈGE DE FRANCE,  
MEMBRE DE L'INSTITUT, ETC., ETC.

*Hommage de reconnaissance.*

*Dr Hoefex.*



---

## AVANT-PROPOS.

---

En publiant cet ouvrage, je n'ai point la prétention d'enrichir la science de découvertes nouvelles; mais j'ai cru utile et nécessaire de coordonner des matériaux épars, d'introduire dans la science une classification conforme à la tendance même de l'esprit humain, qui cherche partout *l'unité dans la variété des choses*.

Ayant exposé dans cet ouvrage (pag. 44) les difficultés et les avantages de la classification que j'ai établie, je puis me dispenser d'y revenir ici.

Quant à la représentation des faits particuliers, je me suis attaché, autant qu'il m'a été possible, à être clair et méthodique; et quelle est la langue qui se prête plus que la langue française à la clarté et à la méthode?

Au lieu des formules en atomes, j'ai partout adopté les formules en équivalents, faisant ainsi abstraction de toute vue théorique. Les savantes leçons de M. Pelouze, au collège de France, m'ont été d'un grand secours pour certains points d'analyse (alcalimétrie, essais des monnaies d'or et d'argent, analyse de l'air, etc.) qu'il est toujours utile de reproduire, même dans un ouvrage élémentaire. En parlant de l'état naturel des corps, j'ai été beaucoup moins so-

bre de détails minéralogiques qu'on ne l'a été généralement jusqu'ici. En effet, indépendamment du lien scientifique qui rattache la chimie à la minéralogie, n'est-on pas, avant tout, curieux de connaître sous quelles formes on rencontre, dans la nature, le fer, l'argent, le cuivre, le zinc, le plomb, etc.?

Enfin, ayant été à même de puiser la plupart des détails de cet ouvrage aux documents les plus récents et à des sources inaccessibles à beaucoup de monde, j'ose croire que les *Éléments de chimie minérale* que je destine aux étudiants, sont au niveau de l'état actuel de la science.

Paris, le 20 janvier 1844.

D<sup>r</sup> HOEFER.



LIBRAIRIE SCIENTIFIQUE-INDUSTRIELLE DE L. MATHIAS (AUGUSTIN).

PARIS, QUAI MALAQUAIS, 15.

---

PRÉCIS ÉLÉMENTAIRE  
DE CHIMIE,

OUVRAGE MIS À LA PORTÉE DES GENS DU MONDE, DES CANDIDATS  
AU BACCALAURÉAT ÈS-SCIENCES, DES ÉCOLES NORMALES PRIMAIRES  
SUPÉRIEURES, DES COLLÈGES ET DES INSTITUTIONS ;

CONTENANT

Les principes de cette science, et leur application aux arts  
et aux questions usuelles de la vie ;

Suivie d'une série de problèmes, de la Synonymie, d'un Vocabulaire,  
de la description des appareils et réactifs, etc., etc. ;

**PAR JULES GARNIER,**

Professeur à l'École de Commerce et d'Industrie (place du Trône), et à l'École préparatoire  
d'Alfort.

4 fort vol. in-12. — Prix : 5 fr. 50 c., 4 fr. cartonné.

---

La chimie est une science toute française ; elle a grandi au milieu des orages de la liberté ; elle nous a fourni les premiers feux pour la défense du territoire. Aujourd'hui, rendue à des destinées plus heureuses, elle est devenue un des plus puissants éléments de l'industrie nationale, et s'il y eut toujours du mérite à la connaître, il y aura bientôt de la honte à l'ignorer. Le monde entier est son laboratoire, et nous ne pouvons faire un pas sans rencontrer quelques unes de ses merveilleuses productions.

On est généralement étranger aux plus simples notions d'une science qui présente de si nombreux éléments d'instruction et de fortune ; il y a lieu de s'étonner que les études chimiques soient ajournées après les études littéraires. On commence cependant à sentir les heureux résultats qu'on peut tirer de la

connaissance de la chimie. Les produits chimiques, nécessaires aux expériences habituelles, se rencontrent dans toutes les villes un peu importantes; les cours publics s'organisent au moins dans les grandes villes. Espérons que cette belle science, de plus en plus répandue, deviendra enfin une des parties intégrantes de l'instruction publique.

Le PRÉCIS ÉLÉMENTAIRE de M. Jules Garnier est le résumé de plusieurs livres. Il a réuni en faisceau les documents les plus intéressants, les plus élémentaires, et les plus précis, puisés à des sources diverses. Il a divisé son précis en trois grandes divisions; la troisième contient diverses notions qui n'ont pu trouver place dans le corps de l'ouvrage, et dont la plupart, fort curieuses et importantes, ne se trouvent ordinairement pas dans les ouvrages de chimie. L'auteur a aussi emprunté aux recueils scientifiques tout ce qu'ils renferment de nouveau et d'utile, pour mettre son ouvrage au niveau des découvertes les plus récentes. Il a encore cherché à le rendre d'une utilité plus générale, en y présentant le développement des questions du programme de l'enseignement de la chimie dans les écoles normales primaires, et de celui du baccalauréat ès-sciences, de sorte que les élèves qui se destinent aux écoles spéciales trouveront dans ce résumé toutes les questions qui sont exigées pour les examens. Dans toutes ses classifications, le professeur a adopté à peu près la marche de M. Thénard, qui est à juste titre la plus méthodique et la plus conforme à l'état de la science.

Le traité de chimie de M. Jules Garnier est utile aux personnes qui sont au début de la chimie, et surtout à celles qui n'ont besoin que d'acquérir une connaissance élémentaire de la science, sans qu'elles puissent l'apprendre sur les bancs de l'école ou par la lecture des traités volumineux. Il est conçu avec un ordre méthodique, l'ensemble est aisé à saisir, et les détails faciles à classer dans la mémoire; c'est un cadeau fait à la jeunesse; il est, dans toute l'étendue du mot, un livre élémentaire que l'Université s'empressera d'adopter pour l'usage des collèges. Il est déjà suivi à l'École de commerce et d'industrie (place du Trône), à l'École préparatoire d'Alfort et à l'École néopédagogique. Cette honorable récompense du travail et des efforts de M. Jules Garnier est due au mérite d'un ouvrage dont le succès paraît sûr et durable.

# EXTRAIT DU CATALOGUE DE L. MATHIAS (AUGUSTIN),

15, QUAI MALAQUAIS, A PARIS.

|                                                                                                                                                                                                                                                                                  |             |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------|
| BARETTA. MANUEL DU CHOCOLATIER, LIMONADIER, DISTILLATEUR, LIQUORISTE. 1. vol. in-8, 1841,                                                                                                                                                                                        | 10 fr.      |
| BAUDRIMONT (AUG.). TRAITÉ ÉLÉMENTAIRE DE MINÉRALOGIE ET DE GÉOLOGIE. 1 vol. in-8 avec 12 planches, 1840, fig. noires.                                                                                                                                                            | 6 fr.       |
| D'AUBUISSON. TRAITÉ D'HYDRAULIQUE à l'usage des ingénieurs. 1 fort vol. in-8, 2 <sup>e</sup> édition. 1840.                                                                                                                                                                      | 9 fr.       |
| BERTHIER, ingénieur en chef des mines. TRAITÉ DES ESSAIS PAR LA VOIE SÈCHE. 2 vol. in-8, 1834.                                                                                                                                                                                   | 20 fr.      |
| BERZELIUS (J.-J.). ANNUAIRE DES SCIENCES CHIMIQUES, traduit par Ch. Gerhardt, in-18, 1839.                                                                                                                                                                                       | 1 fr.       |
| BERZELIUS. DE L'EMPLOI DU CHALUMEAU, traduit par F. Fresnel, 1 vol. in-8, 1837.                                                                                                                                                                                                  | 6 fr. 50 c. |
| BERZELIUS. CHIMIE DU FER, traduit par le chevalier Hervé. 1 vol. in-8, 1826.                                                                                                                                                                                                     | 3 fr. 50 c. |
| BERZELIUS. THÉORIE DES PROPORTIONS CHIMIQUES, seconde édition revue, corrigée et augmentée. 1 vol. in-8, 1835.                                                                                                                                                                   | 8 fr.       |
| BEUDANT (P.-J.). TRAITÉ ÉLÉMENTAIRE DE MINÉRALOGIE, seconde édition. 2 vol. in-8, 1832.                                                                                                                                                                                          | 21 fr.      |
| BRARD. ÉLÉMENTS DE MINÉRALOGIE OU MANUEL DU MINÉRALOGISTE VOYAGEUR, troisième édition, revue et corrigée par Guillebot, ancien élève de l'École Polytechnique. 1 v. in-8, 1838.                                                                                                  | 7 fr.       |
| CHAUDET, ex-essayeur des monnaies de France. L'ART DE L'ESSAYEUR. 1 vol. in-8, 1835.                                                                                                                                                                                             | 8 fr.       |
| CHORON (FRED.). THÉORIE DES ATOMES ET DES ÉQUIVALENTS CHIMIQUES, suivie d'une table très-étendue, seconde édition, in-8, 1839.                                                                                                                                                   | 1 fr. 75 c. |
| COLIN. COURS DE CHIMIE, à l'usage de MM. les élèves de l'École Militaire de Saint-Cyr, seconde édition in-8, 1841.                                                                                                                                                               | 8 fr.       |
| DECAISNE. RECHERCHES ANATOMIQUES ET PHYSIQUES SUR LA GARANCE, in-4, 1837.                                                                                                                                                                                                        | 9 fr.       |
| DESMAREST. TRAITÉ DES FALSIFICATIONS. 1 vol. in-12, 1828.                                                                                                                                                                                                                        | 3 fr.       |
| DRAPIER. MINÉRALOGIE USUELLE. 1 fort vol. in-12, 1827.                                                                                                                                                                                                                           | 3 fr.       |
| DUMAS. LEÇONS SUR LA PHILOSOPHIE CHIMIQUE, professées au collège de France, recueillies par Bineau. 1 vol. in-8 1837.                                                                                                                                                            | 6 fr. 50 c. |
| FARADAY. MANIPULATIONS CHIMIQUES, traduit de l'anglais par M. Maiseau, et revu, pour la partie technique, par M. Bussy, professeur de chimie. 2 vol. in-8, 1827.                                                                                                                 | 14 fr.      |
| GARNIER (JULES). PRÉCIS ÉLÉMENTAIRE DE CHIMIE. 1 vol. in-12, 1841.                                                                                                                                                                                                               | 3 fr. 50 c. |
| GARNIER. TRAITÉ DE MÉTÉOROLOGIE OU PHYSIQUE DU GLOBE, in-8.                                                                                                                                                                                                                      | 7 fr. 50 c. |
| GIRARDIN. LEÇONS DE CHIMIE ÉLÉMENTAIRE, seconde édition, revue et considérablement augmentée. 1 fort vol. in-8 avec tableaux et échantillons d'indiennes. 1839.                                                                                                                  | 10 fr.      |
| — MÉMOIRE DE CHIMIE, appliquée à l'industrie, à l'agriculture, à la médecine et à l'économie domestique. 1 vol. in-8, 1839.                                                                                                                                                      |             |
| HOEFFER. ÉLÉMENTS DE CHIMIE MINÉRALE. 1 vol. in-8, 1841.                                                                                                                                                                                                                         | 7 fr. 50 c. |
| LAFFARGUE. TRAITÉ DE LA FABRICATION DU SUCRE DE BETTERAVES, depuis les premiers essais faits sur cette racine jusqu'à nos jours. 1 vol. in-8, 1839.                                                                                                                              | 6 fr. 50 c. |
| LEUCHS. TRAITÉ COMPLET DE PROPRIÉTÉS, DE LA PRÉPARATION ET DE L'EMPLOI DES MATIÈRES TINCTORIALES ET DES COULEURS; traduit de l'allemand, revu, pour la partie chimique, par M. E. Peclet, professeur de physique à l'école centrale des Arts et Manufactures. 2 vol. in-8, 1829. | 18 fr.      |

- LIÉBIG (JUST.). INSTRUCTION SUR L'ANALYSE DES CORPS ORGANIQUES**, traduit de l'allemand, par M. A. Schmershal, avec 2 planches, brochure, in-8, 1838. 2 fr.
- LIÉBIG (JUST.). INTRODUCTION A L'ÉTUDE DE LA CHIMIE**, traduit de l'allemand par Ch. Gerhardt. 1 vol. in-12. 1839. 3 fr.
- LIÉBIG. CHIMIE ORGANIQUE**, appliquée à l'agriculture. 1 vol. in-8, 1841. 7 fr. 50 c.
- LIÉBIG. TRAITÉ DE CHIMIE ORGANIQUE**. 2 vol. in-8, 1840. 18 fr.
- Le tome premier paraît.* 12 fr.
- MARIVAUT (DE). NOTIONS ÉLÉMENTAIRES DE GÉOLOGIE, DE PHYSIQUE, DE CHIMIE, DE BOTANIQUE ET DE PHYSIOLOGIE VÉGÉTALE**, appliquées à l'agriculture. 1 vol. in-18, 1837. 2 fr. 50 c.
- MÉTALLURGIE PRATIQUE**, ou Exposition détaillée des divers procédés employés pour obtenir des métaux utiles, précédée de l'Essai et de la Préparation des minerais, par D.-F. 1 vol. in-12, orné de 8 planches gravées, 1827. 3 fr. 50 c.
- PECLET. TRAITÉ DE L'ÉCLAIRAGE**, 1 vol. in-8 orné de 10 planches gravées, 1828. 8 fr. 50 c.
- PELIGOT (EUGÈNE) MÉMOIRE SUR LE SUCRE DE CANNE**, présenté à l'Académie des Sciences, in-8, 1840. 1 fr. 50 c.
- **RECHERCHES SUR L'ANALYSE ET LA COMPOSITION CHIMIQUE DE LA BETTERAVE A SUCRE**, et sur l'organisation anatomique de cette racine, par J. Decaisne, in-8 avec planches. 1839. 2 fr.
- PERSOZ (J.). INTRODUCTION A L'ÉTUDE DE LA CHIMIE MOLÉCULAIRE**. 1 fort vol. in-8, 1839. 12 fr.
- PEYRE (J.-M.). COURS DE PHYSIQUE**, nouvelle édition. 1 vol. in-8, 1840. 10 fr.
- **COURS PRÉPARATOIRE DE PHYSIQUE, DE CHIMIE ET DE COSMOGRAPHIE**. 1 vol. in-8, 1836. 5 fr.
- **NOTIONS DE STATIQUE ET DE MÉCANIQUE INDUSTRIELLE**, troisième édition, in-8, 1840. 5 fr.
- PIETTE. TRAITÉ DE LA FABRICATION DU PAPIER**. 1 vol. in-8, avec trois planches. 10 fr.
- POUILLET, de l'Académie des Sciences (Institut de France). ÉLÉMENTS DE PHYSIQUE EXPÉRIMENTALE ET DE MÉTÉOROLOGIE**, troisième édition. 2 vol. in-8, avec planches, 1840. 16 fr.
- STOLLE (ÉD.). INDUSTRIE SUCRIÈRE ET SES PROGRÈS EN 1838**, brochure in-8, 1838. 2 fr.
- RASPAIL (F.-V.). NOUVEAU SYSTÈME DE CHIMIE ORGANIQUE**, fondé sur de nouvelles méthodes d'observations, seconde édition entièrement refondue, accompagnée d'un atlas in-4. 3 vol. in-8, 1838. 30 fr.
- **NOUVEAU SYSTÈME DE PHYSIOLOGIE VÉGÉTALE ET DE BOTANIQUE**, accompagné d'un atlas de 60 planches d'analyses. 2 vol. in-8 et atlas, 1837. 30 fr.
- RÉPERTOIRE DE CHIMIE SCIENTIFIQUE ET INDUSTRIELLE**, contenant les traductions des travaux qui se publient sur cette matière dans les pays étrangers, de mai 1837 à février 1839; rédigé par MM. Ch. Martin, F.-L. Hoffman, Leistner, Ch. Gerhardt, sous la direction de M. Gaultier de Claubry. 5 vol. in-8, avec planches. 18 fr.
- ROSE (H). TRAITÉ PRATIQUE D'ANALYSE CHIMIQUE**, traduit de l'allemand sur la seconde édit., par A.-J.-L. Joudan, membre de l'Académie royale de Médecine. 2 vol. in-8, 1832. 16 fr.
- VIOLETTE. NOTIONS ÉLÉMENTAIRES DE CHIMIE**, à l'usage des écoles. 1 vol. in-12, 1838. 1 fr. 50 c.
- **NOUVELLES MANIPULATIONS CHIMIQUES**, simplifiées. 1 vol. in-8, 1839. 8 fr.

---

## INTRODUCTION.

---

### ABRÉGÉ DE L'HISTOIRE DE LA CHIMIE.

Autant les progrès de la chimie ont été lents dans l'antiquité et au moyen âge, autant ils ont été rapides dans les temps modernes et particulièrement à notre époque. Jusqu'au commencement du XVIII<sup>e</sup> siècle la chimie ne consistait que dans la connaissance de quelques faits isolés qui ne se rattachaient à aucune véritable doctrine scientifique. Les découvertes d'un grand intérêt pour la métallurgie, pour les arts et la médecine, étaient le fruit du hasard plutôt que de la réflexion.

Cependant on aurait tort de croire que les théories spéculatives des alchimistes sur la pierre philosophale, sur la transmutation des métaux, sur la recherche d'un remède universel, aient été des théories stériles, sans résultat et sans utilité pratique; car les alchimistes obtenaient quelquefois par une autre voie ce qu'ils ne cherchaient point théoriquement. Brand, pour trouver le secret de faire de l'or, distilla un jour un mélange de chaux, de grains de sable et d'urine pourrie; et à la place de la pierre philosophale il découvrit le phosphore, qui possède sans doute une singulière propriété, celle de luire dans l'obscurité, mais qui n'a aucune des propriétés merveilleuses attribuées à la pierre philosophale. Une théorie est, si je puis m'exprimer ainsi, une commission rogatoire; la raison est le juge et la nature le témoin qu'elle interroge. C'est sur cet accord de la raison avec l'expérience que repose la science. Voilà ce que les anciens ne savaient pas ou ce qu'ils feignaient d'ignorer. Lorsque leurs théories n'étaient pas en harmonie avec les faits, c'est qu'il fallait chercher pour trouver mieux; ils avaient foi dans leurs théories comme dans les mystères de leur religion. Prompts à tout expliquer, ils ne tenaient aucun compte des avertissements de l'expérience qu'ils

souvent comme des oracles. Cadmus, que la mythologie fait venir de l'Orient pour civiliser les peuplades sauvages de la Grèce, est un être allégorique, comme son nom l'indique suffisamment; car le nom de *Cadmus* vient évidemment de l'hébreu קדם (kédem) qui signifie du côté de l'Orient.

Les *Chaldéens*, les *Mèdes*, les *Perses* ne sont pas certainement restés en arrière des autres peuples de l'antiquité; mais le défaut de documents historiques exacts ne permet de faire, à ce sujet, que des conjectures; car nous ne connaissons l'histoire, d'ailleurs fort incomplète, de ces peuples que par leurs ennemis vainqueurs, les *Grecs* et les *Romains*.

Les Grecs et surtout ceux de l'Asie Mineure et de la Grande-Grèce (*Thalès* et *Pythagore*), doués d'une conception facile et d'une imagination hardie, ne se contentaient pas d'une simple observation de la matière, d'une énumération stérile des faits de l'expérience, mais ils cherchaient à comprendre l'harmonie du *ἐν καὶ πᾶν* (univers), à saisir le principe même des choses, le *substratum* de la matière (*τὸ ἄριστον, τὸ ὑποκείμενον*). La tendance naturelle de l'esprit humain à l'harmonie et à l'unité, tendance qui était surtout bien marquée chez les Grecs, a dû donner naissance aux nombreuses théories spéculatives consignées dans les annales de l'histoire de la philosophie. Suivant les uns, l'eau était l'élément de toutes choses (1); suivant d'autres, c'était le feu ou l'air; enfin, d'après *Anaximandre* et quelques autres philosophes, les éléments primitifs de la matière étaient au nombre de quatre: le feu, l'air, l'eau et la terre (2).

La philosophie chez les Grecs n'avait pas seulement pour objet l'étude de l'homme intellectuel et moral. Le plan de leur philosophie (*amour de la sagesse*) était vaste comme le plan de l'univers: la cosmogonie, l'astronomie, la médecine, les mathématiques, les sciences physiques et naturelles, en un mot, toutes les connaissances humaines y entraient. Platon et Aristote n'étaient pas seulement des philosophes dans le sens qu'on attache aujourd'hui à

(1) Voy. Pindar. *Olymp.* I. τὸ ἄριστον μὲν ὕδωρ (*doctrine de Thalès*).

(2) L'air, l'eau et la terre représentent, du reste, l'état gazeux, l'état liquide et l'état solide des corps.

ce mot ; c'était ce que nous appellerions de véritables têtes encyclopédiques.

Le *Timée* est en quelque sorte un résumé des connaissances de la nature, que dominent des idées profondes mais souvent obscures. Platon semble réduire les minéraux à l'élément liquide (eau). « De toutes les eaux appelées fusibles, celle qui se compose des parties les plus ténues et les plus égales forme ce genre qui ne se divise point en espèces, et qu'embellit une couleur fauve et brillante, le plus précieux de tous les biens, l'or, dont les parties se réunissent en s'infiltrant à travers la pierre. Une espèce voisine de l'or, très dure et dont la couleur est noire, c'est le diamant. Une autre encore qui se rapproche de l'or pour les parties qui les composent, est une de ces eaux brillantes et condensées qu'on nomme airain (1). »

Aristote, peut-être moins habile dialecticien mais plus naturaliste que Platon, exposa sur la matière des idées originales qui ont fait longtemps autorité dans les écoles, mais qui n'ont aujourd'hui aucune valeur scientifique.

Les Romains empruntèrent aux Grecs les connaissances qui se rapportent à la chimie, sans y ajouter aucune nouvelle découverte. Les Romains étaient trop préoccupés de leurs conquêtes pour se livrer sérieusement à la culture des arts et des sciences. Il faut cependant excepter Pline le naturaliste, qui a légué à la postérité un ouvrage immortel, véritable encyclopédie des sciences physiques et naturelles dans l'état où elles se trouvaient dans l'antiquité. Les cinq derniers livres de l'*Historia naturalis*, qui traitent des minéraux, des métaux, des alliages, des couleurs, des pierres précieuses, etc., contiennent des documents précieux pour l'histoire de la chimie. Malheureusement il n'est pas toujours facile de démêler le vrai du faux ; l'interprétation même des termes est souvent fort embarrassante. Ainsi, qu'était le *plumbum album*, le plomb blanc ? Était-ce l'étain, le zinc ou le platine ? Pline se hâte d'ajouter que le plomb blanc était le même métal que le *κασσίτερος* des Grecs. « On le rencontre, dit-il, dans les sables d'or d'où le lavage le détache sous forme de calculs noirs et blancs, aussi pesants que

---

(1) Voy. *Timée* (vol. xii des œuvres complètes de Platon, trad. par M. Cousin) pag. 174.

*l'or* (1). » Mais ceci n'est nullement applicable à l'étain ; on y reconnaît plutôt le platine. Le *κασσίτερος* des Grecs est loin de signifier toujours le même métal. Chez Strabon, qui décrit les îles Cassitérides (2) comme riches en mines de plomb et d'étain, le *κασσίτερος* celtique est réellement l'étain ; car « il est plus fusible que le plomb (*τήκεσθαι πολὺ τῷ χυμῷ μολύβδου*) », et il paraît même se fondre dans l'eau. » Ceci, quoique l'étain ne se fonde pas dans l'eau, ne peut s'appliquer qu'à l'étain, le plus fusible de tous les métaux. Mais le *κασσίτερος* d'Homère n'était certainement pas de l'étain, car l'épithète de *φαινός* (brillant) ne convient nullement à ce métal qui se ternit à l'air (3).

Les Romains paraissent avoir désigné par le mot *æs*, *airain* (en grec *χαλκός*), tantôt un alliage de cuivre et de zinc, tantôt un alliage de cuivre et d'étain, tantôt enfin un alliage de cuivre, de zinc et de plomb. *Æs* est donc un nom générique appliqué à tous les alliages de cuivre avec l'étain, le zinc et le plomb. L'airain de Corinthe, qu'on estimait plus que l'argent et même plus que l'or (*imo vero ante argentum, ac pæne etiam ante aurum*), était probablement ce que nous appelons aujourd'hui *chrysocale* ou *chrysocalque*, c'est-à-dire un alliage de cuivre, de zinc et de plomb. Après Corinthe, les îles de Chypre, de Délos et d'Égine étaient riches en mines de cuivre, et célèbres dans l'antiquité par leurs fabriques d'airain. L'île de Chypre (*Κύπρος*) a même donné son nom au *cuivre* (*cuprum*). L'airain remplaçait, dans beaucoup de cas, le fer et l'acier, trop difficiles à fondre et à travailler. Les armes de guerre, les instruments aratoires étaient principalement faits avec des alliages de cuivre. « L'airain est depuis longtemps employé à perpétuer

(1) *Hist. natur.*, lib. xxxiv.

(2) *Strabonis geographia. Ed. Casaubon. Amstelod. 1707. T. 1, pag. 265* : « Les îles Cassitérides sont au nombre de dix. Les unes sont désertes, les autres sont habitées par des hommes qui portent des vêtements noirs tombant jusqu'aux talons et attachés autour de la ceinture par des branches d'arbres. Ces hommes portent des barbes longues comme celles des boucs (*ὡς μὲν ταῖς πρόγαις*). Les Phéniciens, franchissant le détroit de Cadix, faisaient seuls du commerce avec ces îles, riches en mines de plomb et d'étain.

(3) *Hom. Iliad.*, xxiii, v. 561.



la mémoire des monuments. C'est sur des tables d'airain que sont gravées les constitutions des états (1).»

L'invasion des barbares et les troubles politiques qui suivirent la chute de l'empire romain paralysèrent pour longtemps le mouvement intellectuel en Europe. Les sciences semblaient s'être réfugiées chez les Arabes, qui avaient traduit dans leur langue les chefs-d'œuvre des Grecs, entre autres Hippocrate et Gallien.

Les Arabes, depuis le VII<sup>e</sup> jusqu'au XI<sup>e</sup> siècle, se répandaient en conquérants dans le nord de l'Afrique et en Espagne, et communiquaient aux nations vaincues les trésors de la science. Les Arabes comptaient parmi eux de grands médecins, tels que Avicenne, Albucasis, Rhasès. Ils s'occupaient particulièrement de la préparation des remèdes et de la recherche d'une substance (pierre philosophale) qui aurait la vertu d'enlever aux métaux vils leurs imperfections pour les transformer en métaux nobles, de guérir les malades et même de les rendre immortels. Des mots tels que *alkali*, *alcohol*, *aludel*, etc., sont d'origine arabe. Les Arabes ont puissamment contribué à la propagation de l'alchimie.

Le mysticisme, la théologie surnaturelle, la thaumaturgie, la magie, étouffaient dans l'esprit des alchimistes les germes de la vraie science. L'évocation des démons et des morts, la communication avec les anges, la pierre philosophale, la panacée, le secret de l'immortalité, sont d'étranges aberrations qu'on a de la peine à concevoir aujourd'hui. Il faut une grande habitude de la lecture des ouvrages d'alchimie pour découvrir une perle au milieu d'un immense fatras. Le mysticisme et l'orgueil y étouffent souvent la saine raison. Les allégories et les métaphores y abondent. Pour donner une idée exacte de l'alchimie, nous allons mettre au jour quelques documents historiques qui ne sont pas entièrement dépourvus de quelque intérêt.

Nous avons trouvé dans un livre extrêmement rare de l'Arabe Geber, la révélation de la fameuse pierre philosophale, sous une forme mystique (2); la voici :

(1) Plin. *Hist. natur.* xxxiv. *Usus aeris ad perpetuitatem monumentorum jam pridem translatus est tabulis aeris, in quibus publicæ constitutiones inediuntur.*

(2) *Allegoria Merlini profundissimum philosophici lapidis arcanum perfecte continens, Geberi summa perfectionis* (voy. pag. xviii, note 1).

« Allégorie de Merlin contenant le très-profond secret de la pierre philosophale. »

« Un certain roi se prépara à la guerre pour terrasser ses ennemis. Au moment où il voulut monter à cheval, il demanda à un de ses soldats à boire de l'eau qu'il aimait beaucoup. Le soldat en répondant lui dit (1) : Seigneur, quelle est cette eau que vous demandez ? Et le roi lui dit : L'eau que je demande est celle que j'aime beaucoup et dont je suis moi-même aimé. Après quelques réflexions le roi but et il but de nouveau jusqu'à ce que tout son corps fut rempli et que toutes ses veines furent enflées. Le roi devint pâle. Alors ses soldats lui dirent : Seigneur, voici le cheval que vous désirez monter. Et le roi répondit (*respondens dixit*) : Sachez qu'il m'est impossible de monter à cheval. Les soldats lui demandèrent : Pourquoi cela est-il impossible ? Parce que, répondit le roi, je me sens appesanti et que j'ai des douleurs de tête si violentes qu'il me semble que tous les membres se détachent. Je vous ordonne donc de me déposer dans une chambre claire, bien sèche et continuellement chauffée nuit et jour ; de cette manière je suerai, et l'eau que j'ai bue séchera et je serai délivré. Et ils firent comme le roi leur avait ordonné. Après un certain temps ils ouvrirent la chambre et ils trouvèrent le roi expirant. Aussitôt ses parents accoururent et vont chercher des médecins égyptiens et alexandrins. Ceux-ci, ayant appris ce qui était arrivé, dirent qu'il n'y avait pas de danger et que le roi reviendrait à la vie. Alors, les médecins égyptiens, comme étant les plus anciens, prirent le roi pour le déchirer en petits morceaux, qu'ils pilèrent dans un mortier et qu'ils mêlèrent avec un peu de médecine liquide. Ils le déposèrent dans une chambre aussi chaude que la première et chauffée nuit et jour. Au bout de quelque temps, ils l'en retirèrent demi-mort et ayant à peine un souffle de vie. Les parents voyant cela s'écrièrent : Le roi est mort ! Mais les médecins leur répondirent : Ne criez pas, car le roi dort. Ensuite, ils le relevèrent de nouveau, le lavèrent avec de l'eau douce pour enlever l'odeur du remède et

---

(1) *En répondant lui dit* (*respondens ei dixit*) : c'est un de ces hébraïsmes si fréquents dans le Nouveau et dans l'Ancien Testament. En hébreu on s'exprime : **וַיֹּדֶבֶר לְאָמֹר** (*il dit en parlant*).

le déposèrent une dernière fois dans la même chambre. Quand ils l'en eurent retiré, ils le trouvèrent tout à fait mort. Alors les parents se mirent à crier fortement : Le roi est mort ! A quoi les médecins répondirent : Nous avons tué le roi afin que, après la résurrection, il soit, le jour du jugement, beaucoup plus beau qu'auparavant. Les parents entendant cela, chassèrent aussitôt les médecins du royaume, comme des assassins. Ensuite ils délibérèrent entre eux pour savoir ce qu'il fallait faire de ce corps empoisonné. Et ils convinrent de l'ensevelir, afin que l'odeur de la putréfaction ne les incommodât pas. Mais les médecins alexandrins entendant cela accoururent : Ne l'enterrez pas, leur disaient-ils, car nous le rendrons plus beau et plus puissant qu'auparavant. Les parents se moquèrent d'eux : Vous voulez, leur disaient-ils, nous tromper comme les médecins égyptiens ? Sachez que, si vous ne faites pas ce que vous promettez, vous n'échapperez pas à notre colère. Alors les médecins d'Alexandrie relevèrent le roi, le pilèrent et le desséchèrent. Ils prirent ensuite une partie de salmiac, deux parties de nitre alexandrin, et les mêlèrent avec la poudre du mort. Ils en firent une pâte avec un peu d'huile de lin et la placèrent dans une chambre en forme de croix. Ils le couvrirent de feu et soufflèrent dessus, jusqu'à ce que tout fût fondu et qu'il descendît par une ouverture de la chambre dans une autre chambre plus basse. Enfin, le roi revient peu à peu à la vie, et tout à coup il se met à dire à haute voix : Où sont nos ennemis ? Je les tuerai tous s'ils ne viennent pas sur-le-champ implorer pardon ! Tout le monde s'approche du roi, et dès ce moment tous les princes et seigneurs l'honoraient et le craignaient. »

Qui ne voit dans cette allégorie les deux principaux procédés de l'analyse chimique, *la voie sèche* et *la voie humide*, le feu et l'eau ? Le style lui-même en est fort remarquable ; il rappelle le style gréco-syriaque du Nouveau Testament. On y a voulu trouver quelque allusion à la passion du Christ. Ce n'est point Geber qui est l'auteur de cette singulière allégorie. Le véritable auteur paraît avoir vécu au IX<sup>e</sup> ou au X<sup>e</sup> siècle de l'ère chrétienne.

ROGER BACON, qui devança son siècle par ses lumières, nous dira ce que c'est que l'alchimie et de quoi elle s'occupe.

« L'alchimie, dit-il, dans son *Thesaurus chemicus*, est spéculative lorsqu'elle cherche à approfondir la génération, la nature et

les propriétés des êtres inférieurs (1). Elle est, au contraire, pratique lorsqu'elle s'occupe artificiellement (*per artificium*) des œuvres utiles aux individus et aux états, comme de la transmutation des métaux vils en or et en argent, de la composition de l'*azufur* et d'autres couleurs, de la dissolution des cristaux, des perles et d'autres pierres, mais surtout de la préparation des remèdes propres à la conservation de la santé, à la guérison des maladies et à une prolongation merveilleuse de la vie (*ad prolongationem vitæ mirabilem et potentem*).

Roger Bacon était un esprit clair, net, mathématique, enfin, un homme rare de son temps. On ne trouve point dans ses ouvrages les divagations des alchimistes ordinaires. Il s'exprime sans ambiguïté.

« Le sel alcali, dit-il, est extrait d'une herbe appelée *sosa*. On brûle cette herbe, et les cendres, comme du reste toutes les cendres des corps qu'on brûle, contiennent l'alcali qu'on enlève, par la dissolution faite avec de l'eau aiguë (*per resolutionem in aqua acuta extrahitur*) (2). » Il est impossible d'être plus clair et plus exact. Roger Bacon eut le sort des grands hommes : il fut persécuté par ses contemporains. Il languit pendant dix ans dans les prisons d'Angleterre, par ordre du pape Nicolas III, son ennemi acharné. La mort le surprit en 1292, au milieu de ses travaux, à un âge assez avancé. — C'est à Roger Bacon qu'on attribue la découverte de la poudre à canon, et voici le passage sur lequel on se fonde : *Sed tamen salis petrae luru mope can ubre et sulphuris; et sic facies tonitru et corruscationem et scis artificium* (3). Les mots *luru mope can ubre* sont l'anagramme de *carbonum pulvere*.

L'Arabe Geber doit, pour la précision de ses observations et la

(1) *Sanioris medicinae magistri D. Rogeri Baconis Angli thesaurus chemicus*. Francofurti. 1620. 12.

« Est alchymia speculativa quæ rerum inferiorum generationem et naturas ac proprietates investigat. Illa vero quæ practica dicitur, negotiatur per artificium circa opera utilia personis et reipublicis, etc., etc. »

(2) *Thesaurus chemicus* : « Est autem sal alkali, quod de herba quæ dicitur *sosa*, extrahitur, etc., etc. »

(3) *De secretis operibus*, cap. xi.

clarté de son langage, être placé à côté de Roger Bacon, auquel il est antérieur de plusieurs siècles (1).

« Pour arriver, dit-il, à la connaissance de notre art, il faut auparavant scruter les secrets de la nature. L'art ne peut pas imiter la nature en toutes choses; mais il peut l'imiter autant qu'il lui est permis (*imitatur eam sicut debite potest*). » Lorsqu'il parle de cet art, il bannit de son langage cette emphase mystique qui rend inintelligibles la plupart des ouvrages d'alchimie. Voici, par exemple, comment il s'exprime en parlant de l'or :

« Nous disons donc que l'or est un corps métallique, d'un jaune citrin, très-pesant, brillant, extensible sous le marteau, inaltérable et à l'épreuve du grillage et de la calcination avec le charbon (*examinationem cineritii et cimenti tolerans*). Le mercure l'altère. Lorsqu'on fait fondre du plomb avec de l'or, le plomb est brûlé et il disparaît. L'or reste intact, etc. (2). »

Ne croiriez-vous pas entendre un professeur de chimie de nos jours, parlant du haut de sa chaire? Si les alchimistes avaient toujours pris pour modèles Geber et Roger Bacon, Lavoisier et Priestley n'auraient point découvert l'oxygène au XVIII<sup>e</sup> siècle; la chimie depuis longtemps aurait pris rang parmi les sciences.

D'après une opinion généralement accréditée parmi les alchimistes, tous les métaux se composaient de soufre et de mercure. *Omnia metalla procedunt ex eodem principio, scilicet ex sulphure et argento vivo.* — La tendance à chercher partout l'unité dans la multiplicité est naturelle à l'homme; c'est le pivot de la philosophie et de la théologie. Les alchimistes étaient presque tous théo-

(1) *Geberis philosophi perspicacissimi summa perfectionis magisterii in sua natura, ex Bibliothecæ Vaticanæ exemplari emendatissimo nuper edita.* A la dernière page, on lit : *Inpressum Romæ per Marcellum Silber.* 12. Il est sans date. Cet incunable, extrêmement rare, est probablement de la fin du xv<sup>e</sup> siècle. Je l'ai trouvé à la bibliothèque de Sainte-Geneviève, sous la lettre T.

Geber vivait au viii<sup>e</sup> siècle. Il était, suivant Aboulfeda, de Hauran en Mésopotamie. Son véritable nom est *Abou Moussak Djafar*. Cardan admettait Geber au nombre des douze plus subtiles génies du monde.

(2) *Opus cit. Dicimus igitur quod aurum est corpus metallicum citrinum, ponderosum multum, fulgidum, etc.*

logiens, philosophes et médecins. Les théologiens les plus célèbres ne dédaignaient pas l'étude de l'alchimie.

« Il y a dans tous les corps, dit saint Augustin (1), des germes auxquels il ne manque qu'une occasion propice pour se transformer en espèces particulières et définies. » Et ailleurs (2) : « Tous les corps matériels ont pour germes certains éléments de ce monde. »

Le prince des médecins arabes, Avicenne, s'occupait d'alchimie. Il s'imaginait être parvenu, non-seulement à transmuter les métaux, mais à créer des êtres organisés. « Un homme, dit-il, peut faire avec de l'orge un être vivant; car, si l'on prend du fumier de cheval, qui n'est autre chose que de l'orge (*quod non est aliud quam hordeum*), et qu'on le mette dans un endroit chaud et convenable (*in loco calido apto*), il en naîtra des animalcules, de la même manière que les poux naissent de l'humeur putréfiée de l'homme (*ex humorum hominis putredine oriuntur*). » Personne ne croit plus aujourd'hui à la génération spontanée.

Albert le Grand (3) attache beaucoup d'importance à la couleur des métaux. La couleur indique, suivant lui, la composition du métal. « La couleur blanche, dit-il, provient du principe humide (mercure). Le soufre est le principe de la coloration jaune des métaux. C'est encore le soufre qui leur donne de l'odeur (*habent odorem propter sulphuream substantiam*) (4). »

Faut-il s'étonner que des chimistes célèbres de nos jours aient compris parmi les métaux des corps tels que le silicium, le titane, le tellure, le zirconium, etc., uniquement parce qu'ils sont susceptibles de prendre, par le frottement, un certain éclat métallique?

(1) *De civitate Dei* : *Insunt rebus corporeis, etc.*

(2) Lib. 3. *De Trinitate* : *Omnium quippe rerum, quæ corporaliter nascuntur, etc.*

(3) *Beati Alberti Magni, episcopi Ratisbonnensis, opera omnia*. XXI vol. in-fol. Lugd. 1651.

(4) *Alberti Magni, philosophorum maximi de mineralibus liber primus*, in-fol. Per me Petrum Maufer, normanum Rothomagensis, die 20 septembris, 1476. (Biblioth. de Sainte-Geneviève OE fol. 172). Ce même incunable renferme un singulier opusculé intitulé : *Sur l'art de mourir (De arte moriendi)*.

Albert le Grand est de tous les auteurs celui qui a le plus écrit. On conçoit à peine que la vie d'un homme ait pu suffire pour composer 21 gros volumes in-folio, qui formeraient au moins 1000 volumes dans le format d'un *in-octavo* ordinaire. Albert le Grand était évêque de Ratisbonne et un des plus grands théologiens de l'Église; et ce vaste génie peut, avec raison, être considéré comme l'expression la plus puissante des efforts et des travaux de son époque (1).

Ce qui caractérise au plus haut degré les alchimistes, c'est la patience. Ils ne se laissaient jamais rebuter par des succès. L'opérateur qu'une mort prématurée enlevait à ses travaux, laissait souvent une expérience commencée en héritage à son fils; et il n'était pas rare de voir celui-ci léguer, dans son testament, le secret de l'expérience inachevée dont le testateur avait hérité de son père. Les expériences d'alchimie étaient transmises de père en fils comme des biens inaliénables. Qu'on se garde bien de rire; il y a dans cette patience qui approche de l'obstination quelque chose de profondément vrai. Le temps, c'est là un des grands secrets de la nature, et c'est ce que les alchimistes n'ignoraient pas. Le temps est tout pour nous, ce n'est rien pour la nature. Bien des produits, que le chimiste est incapable de faire dans son laboratoire, sont engendrés avec profusion par la nature, à la faveur de ses agents ordinaires, dont l'action se prolonge pendant des siècles qui ne se comptent pas. Si les alchimistes étaient, dans leurs expérimentations, partis de meilleurs principes, ils seraient incontestablement arrivés à des résultats prodigieux, auxquels n'arriveront probablement jamais les chimistes d'aujourd'hui, trop pressés de jouir du présent.

« Les fruits, dit *Raymond Lulle* (2), sont astringents et acerbés au commencement de l'été; il faut du temps et toute la chaleur de

---

(1) On raconte qu'Albert construisit un jour un automate, doué de mouvement et de parole, et que saint Thomas d'Aquin, son disciple, le brisa à coups de bâton, dans l'idée que c'était un agent du démon. Albert le Grand est né à Lauingen (Souabe) en 1193. Il commenta la physique d'Aristote à Paris, vers 1220. Il mourut en 1280.

(2) Raymond Lulle naquit à Palma (Maïorque) en 1235. Il parcourut différents pays de l'Europe et de l'Asie; on prétend qu'il arriva jusqu'en Chine.

l'été pour qu'ils deviennent doux et aromatiques. La même chose arrive à notre médecine extraite de la terre des métaux (*ex terra metallorum extracta*) ; car elle est fétide et horrible avant qu'une digestion ou une décoction suffisamment prolongée l'ait rendue plus agréable (1). »

Raymond Lulle jouissait d'une réputation immense aux XIII<sup>e</sup> et XIV<sup>e</sup> siècles. Sa méthode générale d'enseignement, par laquelle il prétendait faire entrer toutes les connaissances humaines et divines dans les lettres de l'alphabet, arrangées d'une certaine manière (2), avait été adoptée par plusieurs gouvernements avec privilèges.

L'auteur du *Char triomphal de l'antimoine* (3) s'est acquis une célébrité qu'il n'a peut-être pas méritée. Basile Valentin est un alchimiste sans esprit d'originalité. Avant de commencer les expériences du grand œuvre, il recommande d'invoquer le nom de Dieu, de la Trinité et des saints. « Les entrailles de la terre, dit-il, ne sont jamais ouvertes à un impie ; elles ne s'ouvrent que pour des hommes pieux et saints. » (*Intima viscera naturæ nunquam impio patefunt ; quæ nisi piis et sanctis viris manifestantur.*) Je n'ai trouvé dans les ouvrages de Basile Valentin aucune trace de la découverte de l'acide sulfurique qu'on lui attribue généralement.

L'abbé *Tritheim* (4) paraît avoir été le contemporain de Basile

Ce qu'il y a de certain, c'est qu'il menait une vie très-aventureuse et qu'il jouissait, à son époque, d'une immense réputation qui le faisait rechercher par des évêques et des princes.

(1) *Arbor scientiæ venerabilis*, Raymundi Lullii. Lugd. 1536. 8. Fructus in principio ætatis acerbi et austeri sunt, etc., etc.

(2) *Raym. Lullii opera quæ ad artem ab ipso inventam universalem pertinent*. Argentorati. 1651. 8.

(3) *Currus triumphalis antimonii, fratris Basilii Valentini, monachi benedictini*. Tolosæ. 1646. 8.

Basile Valentin vivait, probablement vers le XIV<sup>e</sup> siècle, à Erfurt (Prusse). Il a le premier préconisé l'usage de l'antimoine à l'intérieur. On raconte qu'une des colonnes de l'église d'Erfurt s'étant ouverte tout à coup, comme par miracle, on y avait trouvé les écrits de ce bénédictin.

(4) *Curiassitas regin. Octo quæstiones jucundissimæ simul et utilissimæ à*



Valentin. Son ouvrage, qu'il intitula *Curiosité royale*, est obscur et indéchiffrable. En parcourant le *Theatrum chemicum* (1), on pourra se convaincre que les alchimistes les plus présomptueux cherchaient à cacher leur ignorance sous le voile d'un mysticisme obscur. Jean de Trithem, comme tous les alchimistes de la même époque, se plaisait beaucoup à se faire passer pour un magicien capable d'évoquer les morts et les démons. On raconte « que l'empereur Maximilien ne se consolant pas de la mort de sa première épouse, Marie de Bourgogne, Trithem, qui se trouvait à la cour de ce prince, offrit de lui faire apparaître la défunte ; qu'en effet, Maximilien et l'un de ses courtisans, s'étant enfermés avec l'abbé dans une chambre écartée, Marie s'était montrée à leurs yeux, parée avec sa magnificence accoutumée ; que pour être plus sûr que c'était bien elle-même, son auguste époux avait cherché et trouvé une verrue qu'il savait être située à la nuque de la princesse (2). »

La plupart des alchimistes avaient trouvé le moyen d'amasser des richesses considérables ; probablement ce n'était point en fabriquant de l'or avec le soufre et le mercure. On verra tout à l'heure par quels moyens ils s'enrichissaient. Nicolas Flamel était un de ces riches alchimistes. On prétend qu'il a beaucoup écrit ; je n'ai trouvé de lui que des notes sur l'ouvrage de Denis Zaccharias (3). « Si l'on attaque tout par le feu, dit-il dans une de ses notes, et qu'on en recueille la suie, on pourra en faire différents corps solides. Que Dieu soit loué ! »

Les alchimistes n'étaient pas toujours d'accord entre eux. Le démon de la discorde les tourmentait quelquefois. C'est, du reste, le seul démon avec lequel ils paraissent avoir eu un commerce bien actif.

Un ouvrage rare (4), publié en italien en 1537, et dédié à Sixte-

I. Trithemio, abbati ordinis S. Benedicti, propositus et ab eodem solutus. Duaci. 8. Sans indication de date.

(1) *Theatrum chemicum continens præcipuos selectorum auctorum tractatus de chemiæ et lapidis philosophici antiquitate*. Vol. XI. 8. Argentorati. 1613.

(2) Jean de Trithem naquit en 1462. Il séjourna longtemps à la cour de l'empereur Maximilien, dont il fut chassé plus tard.

(3) Nicol. Flamelli annotationes ad Dionysii Zacchariæ opuscula philosophiæ naturalis (*Theatrum chemicum*).

(4) *La vera dichiarazione di tutte le metafore di gli antichi filosofi alchi-*

Quint, par un moine de l'ordre des Ermites de Saint-Augustin, nous apprend « que le monde est rempli de faux alchimistes, tant religieux que laïques, qui vont tenter et tromper les princes, les seigneurs, les gentilshommes, les marchands, et des gens de basse classe, en leur promettant de les enrichir en peu de temps et en leur enseignant les moyens de congeler le mercure, de changer le plomb, l'étain, le fer, le mercure en argent ou en or. (*Impito il mondo tutto di falsi alohimisti, tanto di persone religiose, come anco de laici, chi vanno tentando, chi un principe, chi un signore, chi un gentiluomo, chi un mercante, e chi altre genti basse et vili, con volerli arricchire in poco tempo, con insegnarli la congelazione del mercurio, chi mutar il piombo, stagno, ferro, mercurio in argento o in oro.*) Et un peu plus loin il ajoute : « Ceux qui prétendent savoir de semblables choses, sont des gens très-astucieux, qui veulent toujours vivre aux dépens d'autrui. » (*che dicono saper simil cose, sono persone astutissime, che vogliono vivere sempre alle spese d'altri.*) — Enfin, l'auteur, rempli d'indignation, sollicite le pape à chasser de la chrétienté tous les faux alchimistes.

On rencontre quelquefois chez un même auteur des contrastes frappants ; le dévergondage du charlatanisme à côté de la simplicité de la bonne foi. On ne sait s'il faut l'appeler fourbe ou enthousiaste crédule. Il est le sujet des critiques les plus diverses, des opinions les plus opposées. Tel est Paracelse, dont le nom entier est *Aurelius Philippus Theophrastus Paracelsus Bombastus ab Hohenheim*.

Paracelse a une singulière idée de la puissance de l'intelligence humaine. Voici comment il raisonne (1) :

« La mesure de notre sagesse dans ce monde, est de vivre comme les anges dans le ciel ; car nous sommes des anges. Or, il s'agit de savoir ce que peuvent les anges (*quidnam possint angeli*) ? Ils peuvent tout ; car c'est en eux qu'habite toute la sagesse de

---

*misti, ove con un breve discorso della generazione dei metalli secondo i principii della filosofia, si mostra l'errore, e ignoranza (per non dir l'inganno) di tutti gl' alchimisti moderni. Roma. 1587. 8.*

(1) *Aurel. Philippi Theophr. Paracels. Bombast. ab Hohenheim, medici et philosophi celeberrimi, chemicorumque principis, opera omnia. Genevæ. 1658. 2 vol., p. 512. De fundamento scientiarum et sapientiæ.*

Dieu, toute la science de Dieu. Les anges possèdent donc toutes les connaissances de Dieu. Ils sont purs et innocents dans le ciel comme sur la terre; ils ne dorment jamais, ils n'ont pas besoin d'être réveillés. L'homme dort parce qu'il est corporel. Aussi faut-il l'exciter et le réveiller pour la science des anges, c'est-à-dire pour la science et la sagesse de Dieu. Les sciences de Dieu sont : La médecine, la géomancie, l'astronomie, la pyromancie, la chiromancie, la magie, la malédiction, la bénédiction, la nécromancie, l'alchimie, la transmutation, la réduction, la fixation et la teinture. Toutes ces sciences se trouvent dans la nature. Les anges sont des médecins (*angeli sunt medici*). Ils peuvent voler, marcher sur les eaux, traverser des mers, se rendre invisibles, guérir toutes les maladies, ensorceler, etc. Si les anges ont toutes ces facultés, il est nécessaire que ces facultés se trouvent également dans les plantes, dans les semences, dans les racines, dans les pierres, etc. Car Dieu a versé ses forces (*transfudit vires suas*) dans les plantes, dans les pierres, dans les graines. C'est là qu'il faut les chercher (*ex his illæ petendæ*). Les anges les possèdent, renfermées en eux-mêmes. L'homme les a au dehors de lui, dans la nature; c'est là qu'il doit se les approprier (*in illa eas assumat*). »

Paracelse donna une forte impulsion à l'étude de l'art *spagirique* (1), comme on appelait alors l'alchimie. Il eut une foule de disciples et d'imitateurs. Hommes de robe, hommes d'épée, prélats, généraux, princes, cultivaient l'alchimie avec ardeur aux XV<sup>e</sup>, XVI<sup>e</sup> et même au XVII<sup>e</sup> siècle. Plusieurs empereurs d'Allemagne, Rodolphe, Mathias, Ferdinand, aimaient souvent mieux souffler le feu du grand œuvre, que s'occuper des affaires de l'État. Le héros de la guerre de trente ans, Wallenstein, consultait les secrets de l'alchimie et de l'astrologie pour y trouver la clef de sa destinée. L'Europe était alors, pour ainsi dire, inondée de traités et d'opuscules alchimiques, dont plusieurs se font remarquer surtout par l'originalité du titre. Voici le titre d'un de ces ouvrages, moitié allemand, moitié latin : *Noces chimiques* (Chymische Hochzeit), de Cristian Rosecroix (Rosen-Creutz); « les secrets pu-

---

(1) *Spagirique* vient de *σπάω* et de *ἀγίρειν*, extraire et rassembler (analyse et synthèse) deux mots grecs contractés en un seul.

bliés perdent leur valeur ; la profanation détruit la grâce ; donc , ne jette pas les perles aux porcs , et ne fais pas à un âne un lit de roses (*ergo , ne margaritas objice porcis , seu asino substerne rosas*). Strasbourg, 1616. »

Dans ces ouvrages on discutait , sous des formes allégoriques , sur le principe universel, discussions qui rappellent quelquefois les opinions des écoles ionienne et de Pythagore.

« L'air nourrit le feu , comme l'eau nourrit la terre. Car le feu vit de l'élément de l'eau et de l'élément de la terre. C'est pour-quoi , en tuant l'eau , on tue tous les éléments (*omnia elementa occidisti*) (1). » Ces paroles ne rappellent-elles pas le commencement de la première Olympique de Pindare , τὸ ἀριστον μὲν ὕδωρ , le principe de Thalès , d'après lequel l'eau est l'élément de toute chose ?

Suivant quelques auteurs de cette époque , la mythologie des Grecs cache , sous une forme allégorique , tous les secrets de l'alchimie.

« Le mythe qui représente Jupiter se changeant en une pluie d'or , fait allusion à la distillation de l'or des philosophes. Par les yeux d'Argus , se changeant en la queue du paon , il faut entendre le soufre , à cause des différentes couleurs qu'il est susceptible de prendre par l'action du feu. La fable d'Orphée cache la douceur de la quintessence et de l'or potable. Le chaos des anciens , c'est notre plomb (Saturne). Enfin , le mythe de Deucalion et de Pyrrha révèle tout le mystère de l'alchimie (2). »

Tous les alchimistes sont d'accord pour faire remonter l'origine de leur art à l'antiquité la plus reculée , et en cela ils ont raison. L'inventeur de l'alchimie , ce n'est ni Geber , ni Rhasès , ni Avicenne ; mais ce n'est pas non plus Cham , fils de Noé , ni Hermès Trismégiste (Taat) , ni Moïse , ni Salomon (3) , ni Esras (4) , ni le roi

(1) *Artis auriferæ , quam chemiam vocant , opus*. Vol. IV, Basileæ. 12 1583.

(2) *De alchemia dialogi II , quorum prior Geberi librorum sententiam , alter Raymundi Lullii Majoricani mysteria in lucem prodit , quibus præmittuntur propositiones centum viginti novem*. Norimbergæ ; anno 1548. 4.

(3) On trouve dans un ouvrage intitulé : *Harmonie imperscrutabiles chemio-philosophicæ collectæ ab H. C. D. Francofurti* , 1625 , un petit traité sous le titre : *Salomonis regis sapientissimi liber de lapide minerali quem philosophorum appellant*. Ce roi Salomon qui a écrit sur la pierre philosophale est évidemment un pseudonyme.

(4) *Estr. lib. IV , cap. 8 , v. 2 : Si rogares minimum pulveris unde fit aurum*.

David (1). Thalès, Pythagore et même Platon (Timée) étaient alchimistes dans une acception plus large de ce mot. Alchimiste ne veut pas dire seulement chercheur de pierre philosophale, de panacée, d'élixir universel. Tout philosophe, tout théologien, tout médecin qui prétendait être parvenu à la connaissance d'un principe universel, résumant en quelque sorte les œuvres de la création, était alchimiste. Il se croyait en possession de la pierre philosophale, ce qui veut dire qu'il se croyait assez instruit pour être à même de convertir les corps les uns dans les autres, ou du moins pour opérer la transformation des métaux vils en métaux nobles, à l'aide d'un petit nombre d'éléments.

J'ai déjà dit que les alchimistes, avant de commencer les opérations du grand œuvre, n'oubliaient jamais de réciter certaines formules de prières. Ils attribuaient surtout une vertu surnaturelle au fameux hymne mystique (ὕμνη τριπτῇ) d'Hermès Trismégiste (2). Voici le commencement de cet hymne, qui est une invocation sublime de la puissance de l'Être suprême :

« Univers, sois attentif à ma prière (προσδεχέσθω τοῦ ὕμνου τὴν ἀκοήν). Terre, ouvre-toi ; que toute la masse des eaux (πᾶς μοχλός ὁμβρου) s'ouvre à moi. Arbres, ne tremblez pas : je veux louer le Seigneur de la création, le Tout et l'Un (τὸ πᾶν καὶ τὸ ἓν). Que les cieux s'ouvrent et que les vents se taisent. Cycle immortel de Dieu (κύκλος ὁ ἀθάνατος τοῦ Θεοῦ), exauce ma prière. Que toutes les facultés (αἱ δυνάμεις) qui sont en moi célèbrent le Tout et l'Un. »

Les croisades n'avaient pas peu contribué à répandre et à populariser en Europe l'étude de l'alchimie. Si les nombreux adeptes de la science occulte n'avaient vu s'accomplir aucune de leurs chimériques espérances, ils avaient du moins préparé de loin les découvertes importantes qui devaient plus tard, au XVIII<sup>e</sup> siècle, élever la chimie au rang d'une science.

Les découvertes de *Newton* sur la lumière, les recherches de

(1) Psaume 12, v. 7 : Argentum purgatum in catino lectissimo terræ, defæcatum septies. Les alchimistes ont invoqué ce passage, comme une sorte de témoignage que le roi David connaissait leur art et qu'il en était même l'inventeur.

(2) Mercure, le trois fois grand (τρίς μίγιστος). Voy. *Divinus Pyramander Hermetis Mercurii Trismegisti cum commentariis Hannibalis Rosseli*. In fol. Coloniae. 1630. On ignore quel est le personnage qu'on a désigné sous le nom d'Hermès trois fois grand ; car les uns le croient identique avec le Taat des Égyptiens ; d'autres pensent que c'est Cadmus ou Moïse.

*Torricelli*, de *Guërique* et de *Boyle* sur la pression atmosphérique et sur le vide, ouvrirent, vers la fin du XVII<sup>e</sup> siècle, un champ nouveau à l'étude de la chimie. *Brandt* et *Kunkel* découvrirent vers la même époque le phosphore et quelques flux vitreux; *Glauber* découvrit différents sels alcalins; *Nic. Lemery*, les volcans artificiels, et *Homborg* (professeur de chimie du duc d'Orléans, régent de France) l'alun pyrophorique.

Georges-Ernest *Stahl*, médecin du roi de Prusse père de Frédéric le Grand, est le fondateur du premier système de chimie, connu sous le nom de *système phlogistique*. Stahl établit que tous les corps renferment un principe inflammable *phlogistique* (φλογιστόν, de φλέξ, flamme), et que la combustion est la séparation de ce principe par la chaleur. Les métaux sont plus ou moins riches en *phlogistique*. Le charbon est le corps le plus riche en phlogistique; aussi, peut-il facilement rendre le phlogistique aux corps qui l'ont perdu. — D'après cette théorie, les oxydes (*chaux, rouilles*) métalliques sont des métaux qui ont, pendant leur combustion, perdu leur *phlogistique* (métaux déphlogistiqués), qu'on peut leur rendre en les chauffant avec du charbon. Le système du docteur allemand, quelque séduisant qu'il soit en apparence (1), fut complètement renversé par l'illustre *Lavoisier*, qui démontra, *la balance en main*, que les métaux, loin de perdre par la combustion, augmentent au contraire en poids, et qu'ils prennent *quelque chose* à l'air. Ce « *quelque chose* » était l'oxygène. — Néanmoins *Stahl* donna une impulsion nouvelle à l'étude de la chimie, et depuis lors, les découvertes se sont succédé rapidement (2).

(1) *Kant*, le Copernic de la philosophie, se laissa lui-même séduire par le système de *Stahl* au point de le placer à côté des immortelles découvertes de Galilée et de *Torricelli*. (Voy. *Préface de la critique de la raison pure*.)

(2) Si les alchimistes se sont signalés par la bizarrerie de leurs idées mystiques, *Stahl* semble avoir pris à tâche de se distinguer par la bizarrerie de son langage moitié latin, moitié allemand. En voici un échantillon :

« Sonsten ist aus den angeführten alterationibus metallorum zu notiren dass in den metallis imperfectis dreyerley substantia vorhanden sey: 1<sup>o</sup> eine quasi superficialis cohesionis, quæ et ea propter omnium prima abit, scil. substantia inflammabilis seu φλογιστόν; 2<sup>o</sup> substantia colorans, quæ apparet in coloratis horum metallorum vitris, und endlich; 3<sup>o</sup> substantia crudior, und diese sonderlich in den crassioribus metallis, Eisen und Kupfer zu finden. » (*Fundamenta chymicæ dogmatico-rationalis*, Norimb. 4. 1747.)

Traduction du passage cité. D'ailleurs, d'après les susdites altérations des

*Geoffroy* publia, en 1718, ses tables d'affinité. En 1733, *Herm. Boerhaave* fit paraître ses *Éléments de chimie* (*Elementa chemiæ*, 4 vol. 4.), qui renferment des expériences curieuses sur la chaleur, sur la lumière, etc. *Hales* fit, vers 1724, des expériences sur l'air et les corps aériformes. Les expériences de *Hales* furent, avec plus de succès, reprises par *Black*, qui démontra le premier que l'air qui se dégage pendant la fermentation du vin ou en versant du vinaigre sur la craie, est différent de l'air atmosphérique (découverte du gaz acide carbonique).

*Marggraf* (1) (1754—1759) décrivit l'alumine et la magnésie comme des terres particulières; il prépara le premier du sucre avec des plantes indigènes et découvrit les phosphates de l'urine.

*Bergmann* (2) perfectionna la doctrine des affinités chimiques, et entreprit de nouvelles recherches sur l'acide carbonique et sur beaucoup d'autres corps.

*Scheele* (3), compatriote de *Berzélius*, et un des fondateurs de la chimie moderne, découvrit (1773—1786) le chlore (acide muriatique oxygéné), l'acide fluorique (acide fluorhydrique), l'acide prussique, l'acide molybdique, l'acide arsénique, l'acide citrique, l'acide malique, l'acide lactique, l'acide gallique, la baryte, la plupart des composés de manganèse; enfin, il établit des expériences remarquables sur la constitution de l'air: de plus, il démontra la présence de l'acide phosphorique dans les os, et il fit des recherches exactes sur l'analyse de l'air, sur la lumière, sur la chaleur, ce qui le conduisit à une nouvelle théorie de la combustion. *Scheele* était un des savants les plus sagaces qui aient jamais existé.

*Cavendish*, qui le premier recueillit les gaz sur l'eau, fit con-

métaux, il est à noter que les métaux imparfaits renferment trois principes ou substances: 1<sup>o</sup> une substance de cohésion superficielle, qui s'en va la première, à savoir la substance inflammable ou le *phlogistique*; 2<sup>o</sup> une substance colorante qui apparaît dans les verres colorés de ces métaux; et enfin 3<sup>o</sup> une substance moins subtile et qui se rencontre particulièrement dans les métaux plus épais, dans le fer et dans le cuivre.

(1) *Opusculs chimiques*. 2 vol. in-8. Paris. 1762.

(2) *Traité des affinités chimiques ou attracti-électives*. 8. 1788. *Opuscula chemica et physica*. 6 vol. 8. Lips. 1788—90.

(3) *Opuscula chemica et physica*. 2 vol. 8. Leips. 1788, 1789. — *Traité chimique de l'air et du feu*, trad. par Dietrich. Paris. 1781. 12. 2 vol. Mémoires de chimie, tirés de l'Acad. roy. des sciences de Stockholm.

naitre l'hydrogène, la composition de l'eau et celle de l'acide nitrique (1765—1785).

C'est de l'année 1774 que date la naissance de la chimie considérée comme science. C'est dans cette année que fut découvert l'*oxygène* presque simultanément en France, en Angleterre et en Suède. Il est à remarquer qu'aucune découverte n'avait été aussi convenablement préparée que celle de l'*oxygène* ; sans les recherches de Paracelse, de Van Helmont et de Black sur l'esprit sylvestre (acide carbonique), et sans les travaux de Stahl, de Hales, de Venel, de Rouelle, les découvertes de *Lavoisier*, de *Priestley* et de *Scheele* seraient probablement encore à faire.

On conçoit sans peine qu'une pareille découverte, qui a produit une si grande révolution dans la science, soit en quelque sorte une affaire de gloire nationale.

Aujourd'hui on ne s'accorde pas encore sur la question de savoir auquel des trois illustres savants, tous également chers à la science, revient réellement l'honneur de la priorité de la découverte de l'*oxygène*.

Cette question ne peut être jugée que d'après des documents historiques, que nous allons mettre, avant de nous prononcer, sous les yeux du lecteur :

*Lavoisier* présenta, en 1774, à l'Académie royale des sciences, un *Mémoire sur la calcination de l'étain dans des vaisseaux fermés, et sur la cause de l'augmentation de poids qu'acquiert ce métal pendant cette opération, lu à la rentrée publique de la Saint-Martin 1774* (1).

L'espace nous manque pour rapporter ici tous les détails de cet admirable travail ; nous nous contenterons de citer textuellement les passages suivants (pag. 365) :

« Dans toute calcination d'étain, l'augmentation de poids du métal est assez exactement égale au poids de la quantité d'air absorbé. » — « Je serais, ajoute *Lavoisier*, porté à croire que la portion d'air qui se combine avec les métaux est un peu plus lourde que l'air de l'atmosphère, et que celle qui reste, au contraire, après la calcination, est un peu plus légère. L'air de l'atmosphère, dans cette supposition, formerait un résultat moyen entre ces deux airs, relativement à la pesanteur spécifique ; mais il faut des preuves plus directes que je n'en ai

---

(1) Voy. *Mémoires de l'Acad. roy. des sciences*. 4. 1774. 2<sup>e</sup> partie.



pour pouvoir prononcer sur cet objet, d'autant plus que ces différences sont très-peu notables. » — Pag. 366 : « On vient de voir qu'une portion de l'air est susceptible de se combiner avec les substances métalliques pour former des chaux, tandis qu'une autre portion de ce même air se refuse constamment à cette combinaison. Cette circonstance m'a fait soupçonner que l'air de l'atmosphère n'est point un être simple, qu'il est composé de substances très-différentes, et le travail que j'ai entrepris sur la calcination et la revivification des chaux de mercure, m'a singulièrement confirmé dans cette opinion. Sans anticiper sur les conséquences qui résultent de ce travail, je crois pouvoir annoncer ici que la totalité de l'air de l'atmosphère n'est pas dans un état respirable, que c'est la portion salubre qui se combine avec les métaux pendant leur calcination, et que ce qui reste, après la calcination, est une espèce de mofette, incapable d'entretenir la respiration des animaux ni l'inflammation des corps. » Quelle différence de langage d'avec celui des alchimistes ! Ce langage modeste, dépourvu de tout préjugé spéculatif, en appelant à chaque instant à l'expérience comme juge suprême, fait époque tout autant que les immenses faits qu'il exprime.

*Priestley* publia en 1775 un ouvrage sous le titre de : *Experiments and observations on different kinds of air*, 3 vol. 8. Londres (1). Nous en extrayons textuellement les passages suivants :

« Pour ma part, je reconnaitrai avec franchise qu'en commençant les expériences rapportées dans ce livre, j'étais si éloigné d'avoir formé aucune hypothèse préalable, que si quelqu'un eût pu me prédire ces découvertes, je ne les aurais pas crues probables. — Depuis que j'ai découvert que l'air atmosphérique est sujet à des altérations, et que par conséquent il n'est pas une substance élémentaire, mais un composé, je me suis posé le problème suivant : quel est ce composé ? ou qu'est-ce que la chose que nous respirons, et comment faut-il s'y prendre pour la composer de ses principes constituants ? »

*Priestley* s'était procuré une lentille ardente, et il avait construit un appareil dont il est inutile de rapporter les détails. « Avec cet appareil, continue l'auteur, je tâchai (le 1<sup>er</sup> août 1774) de tirer de

---

(1) Cet ouvrage a été traduit en français par Gibelin. Paris. 3 vol.

l'air du mercure précipité *per se* ; je trouvai sur-le-champ que par le moyen de ma lentille j'en chassais l'air très-promptement. Ayant ramassé de cet air environ 3 ou 4 fois le volume de mes matériaux, j'y fis passer de l'eau et je trouvai qu'elle ne l'absorbait point ; mais ce qui me surprenait plus que je ne puis l'exprimer, c'est qu'une chandelle brûla dans cet air avec une flamme d'une intensité remarquable. » Priestley, doutant de la pureté du précipité *per se* (oxyde rouge de mercure), en acheta chez les droguistes les plus renommés de Londres ; mais il remarqua à son grand étonnement que le résultat de son expérience fut toujours le même. « Me trouvant, continue Priestley, à Paris au mois d'octobre suivant, et sachant qu'il y a de très-habiles chimistes dans cette ville, je ne manquai pas l'occasion de me procurer une once de précipité *per se* préparé par M. Cadet, et dont il n'était pas possible de suspecter la pureté. Dans le même temps, je fis part plusieurs fois de la surprise que me causait l'air que j'avais tiré de cette préparation à MM. Lavoisier, Leroy et autres physiciens, qui m'honorèrent de leur attention dans cette ville, et qui, j'ose dire, ne peuvent manquer de se rappeler cette circonstance. » (P. 45, vol. II.)

Les Mémoires de l'Académie des sciences de Stockholm (*Abhandlungen der Koenig. Swed. Akademie. Leipz. 8*) renferment (année 1779) un travail de Scheele sur la quantité d'air pur qui se trouve dans l'atmosphère. Ces expériences ont été faites le 1<sup>er</sup> janvier 1778. « On voit, dit Scheele en terminant, que notre atmosphère doit toujours contenir (à quelques différences près) une certaine quantité d'air déphlogistiqué ou d'air pur, c'est-à-dire  $\frac{2}{3}$  ; ce qui est très-surprenant et dont j'avoue qu'il est très-difficile de rendre raison, vu qu'une grande quantité d'air pur entre dans une combinaison nouvelle, soit pour l'entretien du feu, soit avec les végétaux, soit par la respiration, etc. »

D'après les documents que nous venons de donner, il est incontestable que c'est Priestley qui le premier découvrit, le 1<sup>er</sup> août 1774, l'oxygène (air pur, air déphlogistiqué, etc.) à l'état de fluide élastique, mais que c'est à Lavoisier que revient la gloire d'avoir fondé sur l'emploi de la balance la base de la chimie moderne, en renversant le système phlogistique de Stahl, dont le prestige avait fasciné les savants même les plus sagaces et jusqu'aux philosophes les plus clairvoyants du XVIII<sup>e</sup> siècle. Cefutquelque temps

après la découverte de l'oxygène, que Scheele donna la première analyse quantitative de l'air.

*Lavoisier* démontra le premier, par des expériences exactes, que le diamant est du carbone pur, que l'acide carbonique est une combinaison d'oxygène et de carbone, que l'eau est décomposée par le fer rouge, etc. On lui doit, en outre, des travaux remarquables sur la chaleur, sur la respiration, sur la transpiration, etc. A partir de cette époque, la chimie a fait des progrès de plus en plus rapides.

*Berthollet* (1) nous a laissé des travaux importants sur le chlore et sur les affinités chimiques.

*Fourcroy* (2) avait entrepris, en commun avec *Vauquelin*, des recherches sur l'analyse des substances organiques. On doit à ce dernier la découverte du chrome et de la glucyne. *Klaproth* fit faire d'immenses progrès à la chimie minérale; il découvrit la terre zirconienne, le titane, l'urane et le tellure. *Smithson Tennant* et *Wollaston* découvrirent, dans le minerai de platine, le premier, l'osmium et l'iridium, et le dernier, le palladium et le rhodium.

Les expériences de *Galvani* et de *Volta* fournirent aux chimistes un moyen puissant de décomposition, dont se servit ingénieusement *Davy* (3) pour démontrer (1807) la composition des alcalis et des terres, substances jusqu'alors réputées élémentaires.

A partir des immortels travaux de *Davy*, de *Dalton*, de *Gay-Lussac*, de *Thénard* et de *Berzélius*, date une ère nouvelle pour la science, auxiliaire puissante des progrès de l'industrie, des arts et de la médecine.

Enfin, en voyant aujourd'hui l'avenir de la chimie entre les mains des avants aussi éminents que le sont MM. *Dumas*, *Pelouze*, *Biot*, *Orfila*, *Liebig*, *Mitscherlich*, *Rose*, etc., n'est-il pas permis de croire que les grandes espérances qu'on a fondées sur cette science seront un jour réalisées?

(1) *Essai sur la statique chimique*. 2 vol. 18. Paris. 1803. *Éléments sur l'art de teinture*. 8. Paris. 1791.

(2) *Philosophie chimique*. 8. Paris. — *Système des connaissances chimiques*. Paris. 1801. — *Table synoptique de chimie*. 1 vol. in-fol. 1800.

(3) *Electro-chemical researches on the decomposition of the earths; observations on the metals obtained from the alkaline earths, etc.* 4. London. 1808.

# ÉLÉMENTS DE CHIMIE MINÉRALE,

SUIVANT UNE CLASSIFICATION

DES CORPS PAR FAMILLES NATURELLES.

---

## NOTIONS PRÉLIMINAIRES.

La chimie est une science qui a pour objet l'étude des propriétés, la constitution des corps simples et des corps composés, le moyen de les obtenir et l'action que ces corps exercent les uns sur les autres dans leurs *parties infiniment petites* (atomes).

On appelle *corps simples* ou *élémentaires* les corps qui, dans l'état actuel de la science, n'ont encore pu être décomposés en d'autres éléments. Les corps simples sont aujourd'hui au nombre de 55, en y ajoutant le *lanthane*, récemment découvert par Mosander.

On a défini l'*atome*, la partie excessivement petite d'un corps, qui n'est plus susceptible de division, soit par les moyens mécaniques, soit par les réactions chimiques. Le nom de *molécules* ou de *particules* est souvent employé comme synonyme d'atome. Les atomes des corps simples sont appelés *atomes simples*; la réunion intime de deux atomes simples constitue un atome *binaire*; les atomes *ternaires*, *quaternaires*, etc., sont ceux qui résultent de la réunion de trois, quatre, etc., atomes élémentaires. Les molécules d'un corps simple ou d'un corps composé, obtenues par voie de division mécanique, portent le nom de molécules *intégran-*

*tes* et *homogènes* (*ὁμοῦ*, ensemble, *γίνος*, genre), (1) parce que chaque parcelle de matière est de même composition que la totalité de la masse. On suppose ces molécules unies entre elles par la force de *cohésion*. Mais lorsqu'on divise un corps composé, non plus par des moyens mécaniques, mais par des *moyens chimiques*, on obtient les éléments du composé. Ce sont les parcelles infiniment petites de chacun de ces éléments qui, en s'unissant entre eux, donnent naissance à des composés binaires, ternaires, quaternaires, lorsqu'il y a 2, 3 ou 4 éléments. Les parcelles de ces éléments s'appellent molécules *constituantes* et *hétérogènes*; (*ἕτερος*, autre, différent); et la force en vertu de laquelle elles s'unissent a reçu le nom *d'affinité*, laquelle n'est que l'attraction universelle s'exerçant à des distances extrêmement petites.

On appelle *corps composés* la réunion ou plutôt la combinaison de deux ou de plusieurs corps simples (voy. *Combinaison*).

Les corps simples ainsi que les corps composés sont étudiés sous les rapports suivants :

1° *Propriétés physiques*. Au nombre de ces propriétés sont : l'état physique du corps, comme sa *solidité*, sa *liquidité* ou sa *gazéité* (état aériforme), sa *densité*; son action sur les organes des sens, comme son *odeur*, sa *saveur*, sa *couleur*; enfin l'action que peuvent exercer sur lui les agents physiques impondérés, comme le *calorique*, l'*électricité*, la *lumière* et le *magnétisme* (2).

2° *Propriétés chimiques*. Ces propriétés font connaître les

(1) Si *homogène* dérivait de *ὁμοῖος*, semblable, il faudrait écrire *homoeogène* ou *homéogène* comme on écrit *homoeopathique* ou *homéopathique*.

(2) Nous n'admettons pas la division des propriétés *organoleptiques* (de *ὄργανον*, organe, et *λαμβάνω*, je saisis); car, la *solidité*, la *liquidité*, la *gazéité* et la *couleur* que M. Chevreul, et après lui M. Guérin-Varry ont comprises dans les propriétés physiques, affectent également les fonctions sensitives comme la *vue*, le *tact*, etc.

phénomènes que les corps présentent et les combinaisons qu'ils sont susceptibles de contracter, soit par le simple contact avec d'autres corps, soit par ce contact aidé de l'action du calorique, de l'électricité ou de la lumière. Par exemple : le simple contact du phosphore avec le brôme donne lieu à des phénomènes de lumière et de chaleur, et à la formation d'un composé particulier (bromure de phosphore). En mettant, à la température ordinaire, le soufre en contact avec du fer, il ne se produit rien ; mais en chauffant fortement ces deux corps ensemble, on obtient un composé noir de fer et de soufre (sulfure de fer).

3° *État*. Les corps dont s'occupe la chimie, peuvent se rencontrer dans la nature, purs et sans mélange (*état natif* ou *de liberté*) ; ou bien ils ne s'y rencontrent qu'unis avec d'autres substances (*état de combinaison*). Ainsi, l'or existe dans la nature presque toujours à l'état natif, avec les propriétés physiques qui caractérisent ce métal, tandis que le fer, le plomb, l'antimoine, le cuivre, le zinc, ne se trouvent dans la nature que combinés avec le soufre, l'oxygène, le chlore, etc.

La chimie fait, en outre, connaître la *préparation*, les *usages*, l'*historique*, des corps simples et des corps composés.

#### SECTION I<sup>re</sup>. *Nomenclature des corps simples.*

La nomenclature des corps simples n'est autre chose que l'indication des noms que ces corps ont reçus primitivement.

En voici la liste :

|                 |            |                      |
|-----------------|------------|----------------------|
| Oxygène (1).    | Azote.     | Molybdène.           |
| Fluor (phthor). | Soufre.    | Vanadium.            |
| Chlore.         | Sélénium.  | Chrôme.              |
| Brôme.          | Phosphore. | Tungstène (Wolfram). |
| Iode.           | Arsenic.   | Carbone.             |

---

(1) C'est à tort que quelques auteurs écrivent *oxigène* au lieu d'*oxygène* ; car ce nom dérive du grec *ὀξύς*, acide, et *γενεσις*, naître.

|                      |              |             |
|----------------------|--------------|-------------|
| Bore.                | Argent.      | Zirconium.  |
| Silicium.            | Cuivre.      | Thorium.    |
| Columbium (tantale). | Urane.       | Aluminium.  |
| Titane.              | Bismuth.     | Yttrium.    |
| Antimoine.           | Étain.       | Glucynium.  |
| Tellure.             | Plomb.       | Magnésium.  |
| Or.                  | Cérium.      | Calcium.    |
| Hydrogène.           | Lanthane(1). | Strontium.  |
| Osmium.              | Cobalt.      | Baryum (2). |
| Iridium.             | Nickel.      | Lithium.    |
| Rhodium.             | Fer.         | Sodium.     |
| Platine.             | Cadmium.     | Potassium.  |
| Palladium.           | Zinc.        |             |
| Mercure.             | Manganèse.   |             |

Dans ce tableau les corps sont rangés suivant leur état électrique : chaque corps est électro-négatif, c'est-à-dire qu'il se rend au pôle négatif de la pile, par rapport à celui qui le suit, et électro-positif, ou se rendant au pôle positif, par rapport à celui qui le précède (3).

Cette classification, due à M. Berzelius, est, en beaucoup de faits, contredite par l'expérience, et ne tardera pas à être complètement abandonnée.

On a divisé aussi les 55 corps simples en *métalloïdes* ou *corps non métalliques* et en *métaux*. Les *métalloïdes* sont au nombre de douze :

L'oxygène, l'hydrogène, l'azote, le soufre, le phosphore, l'arsenic, le chlore, le brôme, l'iode, le fluor, le carbone, le bore et le silicium.

On appelle ces corps *métalloïdes* ou *non métalliques*,

(1) Il faut écrire *lanthane* au lieu de *lantane*, parce que le mot vient du grec *λανθάνω*, j'échappe, je suis caché.

(2) Comme ce nom dérive du grec *βαρύς*, pesant, il est plus convenable d'écrire *baryum* au lieu de *barium*; car, de deux choses l'une : ou il faut conserver l'y dans les noms évidemment tirés du grec, ou il faut rejeter cette lettre dans toute l'orthographe française, et écrire non-seulement *oxigène*, *barium*, mais *hydrogène*, *glucine*, etc.

(3) La pile électro-chimique (de Volta) se compose d'une série de plaques de zinc et de cuivre ; le zinc correspond au pôle électro-positif et le cuivre au pôle électro-négatif de cette pile qui est un des agents de décomposition les plus puissants.

parce qu'ils conduisent mal la chaleur et l'électricité; par opposition aux autres nommés *métalliques* (métaux), qui conduisent bien ces deux agents impondérés, indépendamment qu'ils sont opaques, généralement ductiles, malléables, plus denses que l'eau, tenaces, élastiques, sonores, insolubles dans l'eau, attaquables par les acides, et surtout par les acides azotique, sulfurique et l'eau régale.

Les corps métalliques, ou métaux, ont été, par M. The-nard, subdivisés en 6 classes ou sections, fondées sur le degré d'affinités de ces substances pour l'oxygène. La 1<sup>re</sup> classe comprend les métaux qui décomposent l'eau à froid; la 2<sup>me</sup>, ceux qui les décomposent à la température de l'ébullition; la 3<sup>me</sup>, ceux qui les décomposent à la chaleur rouge; la 4<sup>me</sup>, ceux qui ne décomposent l'eau ni à chaud, ni à froid, lorsqu'ils agissent seuls, mais qui absorbent l'oxygène à la température la plus élevée; la 5<sup>me</sup> classe renferme les métaux qui ne décomposent l'eau à aucune température, et qui n'absorbent l'oxygène qu'à un certain degré de chaleur, au delà duquel ils l'abandonnent; enfin les métaux de la 6<sup>me</sup> classe sont ceux qui ne décomposent l'eau et n'absorbent l'oxygène à aucune température.

Cette classification, quoique fort ingénieuse, est incomplète; et commence à être généralement abandonnée (voy. p. 45) Dans les anciens ouvrages de chimie, on parle de la division des corps en *comburants* et en *combustibles*. Cette division est mauvaise; car, les corps *comburants* peuvent être, dans certains cas, *combustibles*, et réciproquement.

## SECTION II. *Nomenclature des corps composés.*

La nomenclature chimique est un langage d'abréviation convenu, qui porte exclusivement sur les noms des corps composés *acides*, *basiques* et *neutres*. Les corps simples gardent les noms qu'ils ont reçus primitivement.

L'invention de la nomenclature chimique, due principale-



ment à Guyton de Morveau, est une véritable conquête de la science moderne sur la chimie des anciens. Ces derniers chimistes donnaient souvent plusieurs noms différents à un seul et même corps, inconvénient grave, auquel a remédié la nomenclature moderne. On n'appellera plus l'oxyde de zinc : *nihil album* (un rien blanc), *lana philosophica* (laine des philosophes), *pompholix*, etc.; on dira tout simplement : sulfate de potasse, au lieu de *sel de duobus*, d'*arcanum duplicatum*, etc. Dans la nomenclature moderne, toute équivoque est impossible : chaque nom indique non seulement un des principaux caractères du composé, mais il en indique, jusqu'à un certain point, la composition, avantage immense dont aucune science n'a jusqu'ici offert d'exemple.

Cependant, l'habitude a fait conserver un assez grand nombre de noms anciens, dont on renouvelle l'emploi surtout dans les ouvrages les plus récents. Le nom d'*acide sulfurique* n'a point fait entièrement disparaître l'ancien nom d'*huile de vitriol* ; les noms de *nitre*, de *salpêtre*, d'*azotate de potasse*, désignant tous la même substance, sont aussi fréquemment employés l'un que l'autre ; et on paraîtrait affecter un certain air de pédantisme en appelant les oxydes de potassium, de sodium, de calcium, de magnésium, d'aluminium, autrement que potasse, soude, chaux, magnésie, alumine.

Mais, à côté des grands avantages que présente la nomenclature chimique actuelle, il y a quelques imperfections que nous aurons l'occasion de signaler.

Les auteurs de cette nomenclature chimique ont accordé une attention beaucoup trop exclusive aux diverses combinaisons que l'oxygène peut produire avec les autres corps simples. C'est en n'envisageant, pour ainsi dire, qu'un seul côté de la science, qu'ils sont tombés dans quelques erreurs graves, qu'une réforme de la nomenclature fera disparaître. Cette réforme, nécessitée par le progrès de la science, nous allons la proposer, en nous appuyant sur l'autorité des hommes les plus compétents en pareille matière. Mais, faisons con-

naître d'abord la nomenclature telle qu'elle a été établie dès le principe.

*Composés acides, basiques et salins.* On a donné en général le nom d'*acides* aux corps composés qui ont une saveur aigrelette, et qui rougissent la teinture bleue de tournesol ; on a donné le nom *bases* aux corps composés qui ramènent au bleu la teinture de tournesol rougie par un acide ; les sels (neutres), résultant de la combinaison d'un acide avec une base, n'exercent aucune action sur la teinture de tournesol (voy. section III). Lorsque l'oxygène, en se combinant avec un autre corps, donne naissance à un composé acide (voy. *Acide*), on ajoute la terminaison *ique* au radical, que l'on fait précéder de la syllabe *oxy*, rappelant l'oxygène. C'est ainsi qu'au lieu de combinaison de l'oxygène avec le bore ou le carbone, on doit dire acide *oxy-borique*, acide *oxy-carbonique*. Mais, comme l'oxygène se trouve dans un grand nombre de composés acides (autrefois on croyait qu'il existait dans tous les acides), on aime mieux dire tout simplement : *acide borique*, *acide carbonique*. C'est donc un véritable langage d'abréviation. Lorsque l'oxygène est susceptible de se combiner en deux proportions différentes avec la même quantité d'un autre corps (voy. *Proportions multiples*), et que les composés qui en résultent sont acides, on donne la terminaison *eux* à celui qui contient le moins d'oxygène, tandis que le plus oxygéné conserve la terminaison *ique*. Ainsi, par exemple, les noms d'*acide arsénique* et d'*acide arsénieux* signifient, que deux proportions différentes d'oxygène se combinent avec la même quantité d'arsenic, pour donner naissance à deux composés acides, dont l'*acide arsénique* est celui qui contient la plus grande proportion d'oxygène. Si l'oxygène peut se combiner en trois proportions différentes avec la même quantité d'un autre corps, et que les composés qui en résultent soient tous acides, le plus oxygéné conservera la terminaison *ique*, le moins oxygéné sera terminé en *eux*, avec la préposition initiale *hypo* (ὑπό, au-dessous), et l'a-

cide intermédiaire par la proportion d'oxygène qu'il contient, se terminera tout simplement en *eux*. C'est ainsi qu'on dit : *acide phosphorique*, *acide phosphoreux* et *acide hypophosphoreux* (1). Enfin, si l'oxygène peut se combiner en quatre proportions, avec la même quantité d'un même corps, on placera la préposition *υπό* devant le nom de l'acide le plus oxygéné, pour désigner l'acide qui vient immédiatement après lui. C'est ainsi qu'on énonce les quatre acides du soufre, dans l'ordre suivant : *acide sulfurique*, *acide hyposulfurique*, *acide sulfureux*, *acide hyposulfureux*.

Cependant, il y a des composés acides qui ne renferment pas un atome d'oxygène. Comme dans un grand nombre de ces acides non oxygénés se trouve l'hydrogène, on les a appelés *hydracides*, par opposition aux acides oxygénés, qu'on appelle *oxacides*.

La dénomination d'*oxacides* est bonne ; il faut la conserver. Celle d'*hydracides* est mauvaise ; il faut la rejeter. Voici pourquoi :

Les partisans de la classification des corps simples d'après leur nature électrique, ont établi que, dans la nomenclature des corps composés, on doit placer le nom du corps électro-négatif le premier, et le nom du corps électro-positif le dernier. C'est pourquoi on devra dire *acide chlorhydrique*, et non *acide hydro-chlorique*, comme on dirait *acide oxysulfurique*, si l'on n'était pas convenu de dire plus brièvement *acide sulfurique*. Car, dans l'acide chlorhydrique, le chlore est analogue à l'oxygène dans l'acide sulfurique. Il en est de même des acides *iodhydrique*, *bromhydrique*, *fluorhydrique*, *cyanhydrique*, *sulphydrique*, dans lesquels l'iode, le brome, le fluor, le cyanogène, le soufre, sont analogues à l'oxygène dans les acides *sulfurique*, *phosphorique*, *carbonique*, *silicique*, etc.

---

(1) Les chimistes ne sont pas toujours d'accord sur cette partie de la nomenclature. Ainsi les uns appellent *acide azoteux* ce que d'autres appellent *acide hyponazotique*.

Or, cela étant, le nom d'*hydracides* appliqué aux acides chlorhydrique, iodhydrique, bromhydrique, etc., est inadmissible, pour ne pas dire davantage; car, aux *oxacides*, il faudra opposer les *chloracides*, les *bromacides*, les *iodacides*, etc. Nous aurons l'occasion de voir, dans le cours de cet ouvrage, que le *chlore*, le *brôme*, l'*iode*, le *fluor*, dans les acides *fluoborique*, *fluosilicique*, etc., peuvent jouer chacun le même rôle que l'oxygène; en d'autres termes, que ces corps peuvent, en se combinant avec d'autres corps simples, ainsi que l'oxygène, donner naissance à des *composés acides*, comme nous allons voir qu'ils donnent naissance à des *composés basiques*.

Lorsque l'oxygène, se combinant avec un autre corps, produit un composé qui n'est point acide, on appelle ce composé *oxyde*. Si l'oxygène peut s'unir avec un même corps, en plusieurs proportions, on appellera le premier composé *protoxyde* (πρώτος, le premier); le second, *sesquioxyde*, s'il contient une fois et demie autant d'oxygène que le premier, *bioxyde* ou *binoxyde*, s'il en renferme deux fois autant; le troisième, on l'appellera *trioxyde* ou *tritoxyle*, s'il en renferme trois fois autant que le premier, etc. Les noms de *deutoxyde* ou plutôt *deuteroxyde* (δεύτερος, second), et de *tritoxyle* (τρίτος, troisième), qu'on emploie quelquefois à tort à la place de *binoxyde* et de *trioxyde*, n'expriment, conformément à leur étymologie, que le second et le troisième degré d'oxydation, sans qu'il soit nécessaire que ces deux degrés contiennent toujours, l'un le double et l'autre le triple de l'oxygène du protoxyde. L'oxyde le plus oxygéné est souvent appelé *peroxyde*. Exemples : *protoxyde de fer*, *sesquioxyde de fer*, *bioxyde de plomb*, *peroxyde d'étain*.

On appelle quelquefois *sous-oxydes* les oxydes moins oxygénés que les protoxydes. Depuis qu'il est reconnu que les prétendus *sous-oxydes* sont, non pas des oxydes particuliers, mais des mélanges de protoxyde et de métal, la dénomination de *sous-oxyde* disparaîtra bientôt de la nomenclature.

On donne le nom d'*hydrates* aux bases qui contiennent une proportion déterminée d'eau; et on appelle *anhydres* les composés privés d'eau. Les mots tels que *aqueux*, *affaibli*, *étendu*, indiquent que le composé contient de l'eau en quantité indéterminée.

Certains oxydes (généralement les oxydes métalliques) ont la propriété de ramener au bleu la teinture de tournesol, rougie par un acide. Ces oxydes sont appelés *oxy-bases*, ou *bases*, par excellence. Ils peuvent se combiner avec les acides (*oxacides*) de manière à en effacer, à en *neutraliser* les propriétés. Les composés résultant de la combinaison d'une base avec un acide, portent le nom de *sels*. Pour indiquer ces combinaisons, on change en *ate* la terminaison *ique* de l'acide, et en *ite* la terminaison *eux*. Ainsi, par exemple, les noms de *sulfate*, *sulfite*, *hyposulfate*, disent que l'acide sulfurique, l'acide sulfureux, l'acide hyposulfurique, etc., sont combinés avec un oxyde. Au lieu de dire : combinaison de l'acide sulfurique avec le protoxyde de fer, on dit : *sulfate de protoxyde de fer*, ou, en abrégeant, *protosulfate de fer*. On dit quelquefois, quoiqu'à tort (1) : *sesquisulfate*, *deuto-sulfate*, *persulfate*, au lieu de sulfate de sesquioxyde, de deutoxyde, de peroxyde. Souvent, au lieu de sulfate de protoxyde, on dit : *sulfate au minimum* (sous-entendu *d'oxydation*), et *sulfate au maximum*, au lieu de sulfate de peroxyde.

Les acides chlorhydrique, bromhydrique, sulfhydrique, etc., forment avec les *oxy-bases*, non pas des chlorhydrates, bromhydrates, sulfhydrates, etc., mais des *chlorures*, *bromures*, *sulfures*, etc., comme on le verra plus tard en étudiant ces composés.

Les sels peuvent être *neutres*, *acides* ou *basiques*. Un sel *neutre* est celui dans lequel les propriétés de l'acide, de même que celles de la base, sont neutralisées de manière que la

---

(1) Les particules de *sesqui*, *deuto*, ainsi placées, se rapportent plutôt à l'acide qu'à la base.

teinture de tournesol n'exerce aucune action sur ce composé. De là, un sel *acide* est celui dans lequel l'acide prédomine et rougit la teinture de tournesol, tandis que le sel *basique* est tout le contraire, comme son nom l'indique. La nomenclature intervient encore pour indiquer ces différentes variétés de sels. Ainsi, les sels acides sont appelés *sursels*; et on les désigne par les noms de *sesqui-*, *bi-*, *quadri-sels*, s'ils contiennent une fois et demie, deux fois, quatre fois autant d'acide que le sel *neutre*. Exemples : *sesquicarbonat d'ammoniaque*, *bitartrate de soude*, *quadroxalate de potasse*.

Lorsque c'est, au contraire, la base qui prédomine, on les appelle *sous-sels* ou *sels basiques*. On dit : *sel bibasique*, *tribasique*, *sexbasique*, etc., lorsque la *quantité* de base est le double, le triple, le sextuple de la *quantité* de base qui entre dans la composition du sel neutre.

On fait terminer en *ure* les noms de chlore, de brôme, d'iode, de fluor, de cyanogène, de soufre, de sélénium, etc., lorsque ces corps sont combinés avec un autre corps élémentaire. Exemples : *chlorure de sodium*, *sulfure de fer*, *iodure de plomb*. Si le corps terminé en *ure* est susceptible de se combiner en plusieurs proportions avec la même quantité d'un même corps, on se servira, comme pour les oxydes, des particules *proto-*, *sesqui-*, *bi-*, *deuto-*, etc. Exemples : *protochlorure de mercure*, *sesquichlorure de fer*, *bichlorure d'étain*. M. Gay-Lussac propose de terminer en *ide* le composé dans lequel entre la plus grande proportion de chlore, de brôme, d'iode, de soufre, etc. Exemples : *chloride de phosphore*, *chloride d'arsenic* (1). Le plus ordinairement, on place la syllabe *per* devant le composé le plus chloré, le plus sulfuré, etc. Exemples : *perchlorure de fer*, *persulfure d'arsenic*.

Beaucoup de ces composés terminés en *ure* se combi-

---

(1) Nous ne réservons cette dénomination qu'aux chlorures qui jouent le rôle de base, comme nous allons l'indiquer.

nent entre eux, pour donner naissance à de véritables sels. Les uns doivent donc être considérés comme *des acides*, les autres comme *des bases*. Exemples : le *perchlorure de platine*, le *perchlorure de mercure*, le *perchlorure d'étain*, produisent, avec les chlorures de sodium, de potassium, d'ammonium, des composés à proportions définies et cristallisables ; les composés généralement appelés *chlorures doubles* sont de véritables sels, que nous appellerons *chlorosels*. Le chlore de l'acide correspond au chlore de la base, comme dans les *oxy-sels* (sels proprement dits), l'oxygène de l'acide correspond à l'oxygène de la base. C'est pourquoi nous proposons d'appeler le perchlorure de platine, *acide chloro-platinique* ; le perchlorure de mercure, *acide chloro-mercure* ; le perchlorure d'étain, *acide chloro-stannique*. Les chlorures, au contraire, qui jouent le rôle de bases, nous proposons de les appeler *chloro-bases* ou *chlorides*, parce qu'ils fonctionnent comme les *oxy-bases* ou *oxydes*. Enfin, de même qu'il y a des *oxydes indifférents*, il y a des chlorures qui ne jouent le rôle ni d'acide ni de base. A ceux-là il faudra conserver le nom de *chlorures*. Le résultat de la combinaison d'un chloracide avec un chloro-base sera un *chlorosel*. C'est pourquoi on devra dire : *chloroplatinate de potassium*, *chloromercurate d'ammonium*, *chlorostannate de sodium*, au lieu de chlorure double de platine et de potassium, de chlorure double d'étain et de sodium, etc. (1).

Les auteurs de la nomenclature chimique ont été trop exclusifs. Pour eux l'oxygène était, pour ainsi dire, la clef de la science. Ils se sont exagéré l'importance de l'oxygène, et ils n'ont pas cru que d'autres corps, comme, par exemple, le chlore, le soufre, etc., puissent jouer le même rôle que l'oxygène.

---

(1) Cette terminologie a déjà été entrevue, et vient d'être tout récemment adoptée par les chimistes dont la tendance est la plus conforme au progrès de la science.

C'est une loi générale que, *plus la proportion de l'oxygène augmentera dans un oxyde basique, plus celui-ci perd sa propriété de base et tend à devenir acide, de telle manière que les composés les plus oxygénés sont généralement acides, tandis que les moins oxygénés sont basiques.* Cette loi se trouve également confirmée à l'égard du chlore; car presque tous les perchlorures sont des chloracides, susceptibles de se combiner avec les chlorures moins chlorurés (*chlorobases*), pour donner naissance à des *chlorosels*, autrement dits chlorures doubles.

Tout ce que nous venons de dire du chlore est également vrai pour le *brôme*, l'*iode*, le *fluor*, le *cyanogène*, le *soufre*, le *sélénium*, et probablement pour quelques autres corps.

Le tableau suivant fera saisir d'un coup d'œil les idées que nous venons d'émettre :

| <i>Composés acides,</i> | <i>basiques,</i> | <i>indifférents.</i>     |
|-------------------------|------------------|--------------------------|
| Oxacides                | oxydes           | oxydes indif. (oxyures). |
| Sulfacides              | sulfides         | sulfures.                |
| Sélénacides             | sélénides        | sélénitures.             |
| Chloracides             | chlorides        | chlorures.               |
| Bromacides              | bromides         | bromures.                |
| Iodacides               | iodides          | iodures.                 |
| Fluoracides             | fluorides        | fluorures.               |
| Cyanacides              | cyanides         | cyanures.                |

La nomenclature ainsi modifiée est, si nous ne nous abusons, plus philosophique et plus conforme à l'expérience et au progrès de la science; elle ouvre un vaste champ à l'esprit de découvertes (1).

---

(1) Dès 1838, nous avons indiqué ces modifications dans le Bulletin scientifique de la *Revue du Nord*.



SECTION III. *Observations sur les composés acides, basiques et salins.*

**ACIDES.** On entend vulgairement par acides, des corps composés qui ont une saveur piquante, astringente comme celle du vinaigre; mais cette propriété n'est pas générale: elle manque, par exemple, dans l'acide silicique. On ne remarque en général la saveur que dans les corps solubles dans l'eau, et conséquemment dans la salive. Les acides réagissent sur la couleur bleue du tournesol qu'ils rougissent (1); mais ce caractère n'existe également qu'autant que l'acide est soluble.

L'acide est ce qui peut se combiner avec une base; voilà la définition la plus rigoureuse qu'on puisse donner dans l'état actuel de la science. En soumettant la combinaison d'un acide avec une base (sel) à l'action de la pile, l'acide se rend au pôle positif et la base au pôle négatif.

**BASE.** On appelle *base* un corps composé en général d'un corps simple (ordinairement un métal) et d'oxygène, de chlore, de soufre, etc. (voy. *Nomenclature*), et qui a la propriété de se combiner avec un acide pour former un sel; dans cette combinaison, les propriétés de la base disparaissent et se *neutralisent*. C'est ordinairement la base qui donne au sel sa saveur qui est caustique et alcaline pour les bases alcalines. En décomposant un sel par la pile, l'acide se rend au pôle positif, tandis que la base va au pôle négatif (meilleur caractère). Quelques bases sont solubles, d'autres insolubles; les premières ramènent seules au bleu la teinture du tournesol rougie par un acide, les bases *alcalines* verdissent en outre le sirop de violette. En résumé, la base est ce qui se

---

(1) Les acides faibles, comme l'acide carbonique, colorent le tournesol en rouge vineux, tandis que les acides forts, comme l'acide sulfurique, le colorent en rouge pecture d'oignon.

combine avec l'acide, de sorte que la base est définie par l'acide et l'acide par la base (*rapport corrélatif*).

**ALCALIS.** On désigne aujourd'hui par ce nom les oxydes de potassium, de sodium, de lithium, de baryum, de strontium, de calcium et de magnésium; ces trois derniers sont quelquefois appelés *terres alcalines*. Les alcalis ont la propriété de ramener au bleu la teinture de tournesol rougie par un acide, de verdier le sirop de violette et la teinture de choux rouges, de colorer en rouge brun l'infusion jaune du curcuma, du pastel, du boisjaune, etc.; c'est cette propriété qu'on désigne sous le nom de réaction alcaline. On a remarqué qu'outre les alcalis, certains carbonates, même des sulfures et des cyanures et quelques corps métalliques (oxydes de plomb et d'argent) possèdent cette propriété. L'ammoniaque s'appelle quelquefois *alcali volatil*, la potasse *alcali végétal*, et la soude *alcali minéral*. Certaines substances végétales, ayant la même propriété de ramener au bleu la teinture rougie du tournesol, s'appellent alcalis végétaux, alcaloïdes, établis pour la première fois par Sertuerner.

**SELS.** Le nom de sel est bien ancien; il dérive probablement de  $\sigma\lambda\varsigma$ , nom par lequel les Grecs désignaient quelquefois la mer (*mare salsum*). On appelle *sel* le résultat de la combinaison d'un acide avec une base. On l'obtient directement. Ainsi, par exemple, en versant de l'acide sulfurique dans une dissolution de potasse, il arrive un moment où la dissolution ne réagit plus sur la teinture de tournesol. Dans ce cas, on dit que la base a été neutralisée par l'acide, ou réciproquement, et le nouveau composé qui en résulte est un *sel neutre* (sulfate neutre de potasse). Le sel est appelé *sursel* ou *sous-sel*, suivant que l'acide ou la base prédomine (voy. *Nomenclature*).

Un sel est à proportions définies, lorsqu'il est susceptible de bien cristalliser. En général, ce sont les sels neutres (contenant 1 éq. de base pour 1 éq. d'acide) qui cristallisent bien. Dans certains cas, un sel peut être *neutre par sa composition*, bien qu'il soit à *réaction acide*. Exemple : sulfate d'alumine,

composé de 1 éq. d'alumine et de 1 éq. d'acide sulfurique. Dans d'autres cas, un sel peut être *neutre par sa composition*, bien qu'il soit à *réaction alcaline*. Exemple : phosphate de soude, carbonate de potasse. Le genre de sels est déterminé par l'acide. Aussi, avons-nous placé les caractères des sulfates, des phosphates, des carbonates, etc., à la fin de chaque acide respectif. En minéralogie, on adopte quelquefois la nomenclature dans laquelle le genre de sel est déterminé par la base. Ainsi, par exemple, on dit *chaux carbonatée*, *chaux sulfatée*, *chaux phosphatée*, etc. Tout sel à proportions indéfinies est incristallisable. Ainsi, on admet, par exemple, un bisulfate de potasse, parce qu'on peut le séparer à l'état cristallisé ; mais il n'y a pas de trisulfate, ni de pentasulfate de potasse, parce que la potasse ne donne pas de produit cristallin avec 3, 5, équivalents d'acide sulfurique.

*Action du calorique sur les sels.* 1° Sous l'influence de cet agent, quelques sels *décrépitent*, les cristaux sont brisés avec un certain bruit : le sel marin en donne un exemple. Ce sont en général les sels anhydres qui décrépitent, ou des sels qui ne se combinent pas avec l'eau en proportion définie, et dont les cristaux contiennent de l'eau, pour ainsi dire, mécaniquement interposée. Aussi, ces sels décrépitent-ils déjà à 100°, c'est-à-dire à la température à laquelle l'eau se vaporise et fait explosion en brisant les obstacles qu'elle rencontre. Il n'y a pas de décrépitation au-dessous de 100°. La propriété qu'ont certains corps, tels que le verre, le soufre, de conduire mal le calorique, est également une cause de décrépitation. Dans ce cas, les particules de la surface du corps subissant toute l'influence de l'action dilatante de la chaleur, les molécules doivent s'écarter des molécules plus internes, de manière que le corps se brise. 2° Les sels exposés à l'action du calorique peuvent ou se *fondre* et se *volatiliser*, ou rester *fixes*, ou se *décomposer*. Les sels hydratés et cristallisés fondent dans leur eau de cristallisation (*fusion aqueuse*) ; quelques-uns peuvent éprouver une *seconde fusion* (*fusion ignée*), après s'être déshydratés.

Le sulfate de soude est dans ce cas. Les sels *anhydres* ne peuvent éprouver que la fusion ignée.

*Action de l'eau.* Sous ce rapport, la chimie laisse encore beaucoup à désirer. En général, plus la température est élevée, plus la quantité de sel que l'eau dissout est considérable. La chaux et la magnésie font exception. Il faut mesurer la solubilité d'un sel, en prenant ce sel *tel qu'il se sépare de son dissolvant à l'état cristallisé*. Les dissolutions peuvent être très-variées. L'alcool hydraté dissout très-bien le chlorure de calcium, la potasse, la soude; *anhydre*, il ne dissout qu'un très-petit nombre de sels. En ajoutant de l'alcool dans une dissolution aqueuse, par exemple, de nitrate de potasse, on affaiblit l'action dissolvante de l'eau, et il se forme un précipité. Voici comment on peut mesurer la solubilité d'un sel : prenons pour exemple le *nitre*. On fait d'abord une dissolution saturée (voy. *Dissolution*) de nitre dans un matras qu'on plonge dans un bain d'eau, dont un thermomètre marque la température; ensuite on prend avec une pipette une certaine quantité de cette eau saturée de nitre à une température déterminée (à la température de 100°); on met cette quantité d'eau saturée de nitre dans un petit matras pesé d'avance; nous supposons que le poids de ce matras soit de 30<sup>gr</sup>,568, et avec l'eau saturée de nitre, de 35<sup>gr</sup>,534. Tout étant ainsi disposé, on chauffe le petit matras. A mesure que l'eau se vaporise, le nitre se dépose et tapisse les parois du vase. Après en avoir chassé toute l'humidité au moyen d'un soufflet, on laisse refroidir le matras; puis, lorsqu'il est refroidi, on le pèse. L'eau étant vaporisée, il est évident qu'on ne pèse que le matras avec le nitre pur. Donc, si au lieu de 35<sup>gr</sup>,534, l'on ne trouve plus que 33<sup>gr</sup>,253, la différence indiquera l'eau.

35, 534

33, 253

---

2, 281 (eau).

Or, le matras seul pesant 30, 568, la quantité de nitre qu'il

contient est 2, 685. Ainsi, 2, 281 parties d'eau à 100° dissolvent 2, 685 p. de nitre ; et pour savoir combien 100 p. d'eau dissolvent de nitre , on n'a qu'à établir la proportion suivante :

$$2, 281 : 2, 685 :: 100 : x.$$

*Action de l'air.* L'air peut agir sur les sels par l'eau, l'oxygène et l'acide carbonique qu'il contient. Certains sels, comme le chlorure de calcium, le carbonate de potasse, absorbent une si grande quantité d'humidité qu'ils deviennent liquides, en même temps qu'ils augmentent de leur poids ; c'est ce qui les a fait appeler sels *déliquescents*. Le degré de déliquescence des sels est aussi variable que leur degré de dissolution. Ainsi, le sel marin est déliquescent au-dessus de 86° de l'hygromètre de Saussure, mais il n'est point déliquescent au-dessous de 86°. Le chlorure de calcium, au contraire, est déliquescent depuis 100° jusqu'à 0° de l'hygromètre de Saussure. D'autres sels ont, au contraire, la propriété de laisser dégager l'eau qu'ils contiennent et de perdre en conséquence de leur poids. Ces sels, qui, par suite de cette évaporation d'eau, prennent un aspect farineux, sont appelés *efflorescents*. Le phosphate et le carbonate de soude en sont des exemples. Si l'air était complètement saturé d'humidité, il n'y aurait point d'efflorescence. L'oxygène de l'air agit sur les sels dont la base est susceptible de se suroxyder et de former un peroxyde plus stable que le protoxyde. Les sels de fer et de manganèse sont dans ce cas. Enfin, tous les sels dont l'acide n'est pas très-puissant sont attaqués par l'acide carbonique de l'air. Les sulfures et cyanures (sulfhydrates et cyanhydrates) se changent à la longue en carbonates.

*Action des acides.* Un acide mis en contact avec un sel déplace en partie ou en totalité l'acide de ce sel. Ce fait est subordonné au principe suivant : quand deux acides sont en présence d'une base, ils se partagent cette base, et la partie que prend chacun de ces acides est proportionnelle 1° à sa

quantité, 2° à son *affinité*. La table de l'*affinité* des acides est encore un travail à faire. On pourrait prendre pour unité l'acide sulfurique, qu'on exprimerait par 100.

SECTION IV. *De la nature, de la combinaison et de la constitution moléculaire des corps.*

*Tous les corps de la nature doivent leurs propriétés aux conditions ordinaires, dans lesquelles se trouve placé le globe que nous habitons.* Cette idée est capitale et d'une haute portée philosophique. Les conditions ordinaires dans lesquelles se trouve placé notre globe sont : la pression atmosphérique, la force de l'attraction, la température, l'électricité, la lumière, enfin tous les agents naturels capables de modifier puissamment la nature des corps soumis à notre observation.

Pourquoi les corps qui nous environnent, sont-ils les uns solides, les autres liquides, enfin d'autres gazeux ? C'est que les conditions de température, auxquelles ils sont soumis, sont telles, que les corps que nous voyons sont, d'après des lois certaines, solides, liquides ou gazeux. C'est ainsi que l'acide prussique est un gaz pour l'habitant du Sénégal, et un liquide pour nous, habitants de la zone tempérée. Le chimiste groënlandais parlerait du chlore comme d'un liquide de couleur jaunâtre, tandis que ce même corps se présente à nous constamment sous forme de gaz. Pendant six mois de l'année, le Lapon ne voit l'eau qu'à l'état de glace, et l'habitant de la zone torride ne connaît l'eau sous cet état que par le récit des voyageurs. On pourrait multiplier à l'infini les exemples de ce genre. Qu'arriverait-il si, par exemple, la température ordinaire du globe était de 100° au-dessous de zéro, et la pression atmosphérique dix fois plus forte qu'elle n'est maintenant ? Il arriverait que les corps qui maintenant sont pour nous liquides, deviendraient alors solides, et que beaucoup de gaz deviendraient liquides. Le mercure aurait l'aspect du

plomb et l'acide carbonique coulerait comme une huile essentielle. Et si la température ordinaire était de 100° au-dessus de zéro et la pression atmosphérique le quart de ce qu'elle est actuellement, l'eau, l'alcool, etc., deviendraient des gaz comme l'acide sulfureux, comme le protoxyde d'azote, etc., tandis que le phosphore, le soufre, etc., deviendraient des corps liquides. Dans tous les cas, l'organisation actuelle de l'homme, ni celle d'aucun être vivant, ne pourrait exister dans de pareilles circonstances.

Ces idées sont vastes et élargissent singulièrement l'horizon de la science. Ce que nous venons d'appliquer sur une grande échelle, le chimiste l'exécute sur une petite échelle, dans son laboratoire. Le chimiste ne crée pas des mondes, mais il modifie puissamment les corps sur lesquels il opère; il les rend solides, liquides ou gazeux; il les décompose et les re-compose suivant sa volonté, pourvu que ces corps ne sortent pas du domaine du règne minéral.

C'est au moment où les corps changent d'état, par suite de l'application du calorique, qu'ils sont le plus propres à se combiner entre eux (voy. *Combinaison*). On a constaté par l'emploi de la balance, que les corps se combinent toujours dans des *proportions constantes* (voy. *Équivalents*). C'est l'emploi de la balance qui fut le secret de la gloire de Lavoisier, lequel éleva la chimie au rang d'une science; c'est l'emploi de la balance qui fit établir l'hypothèse hardie, que la matière n'est pas divisible à l'infini, et que les corps se composent d'un certain nombre de molécules indivisibles ou d'atomes, entre lesquels s'opère la combinaison (voy. *Molécules, Atomes*).

Le calorique, la lumière, l'électricité, détruisent perpétuellement l'équilibre des molécules des corps de la nature, et entretiennent les phénomènes de vie et de mort<sup>(1)</sup>. Le calo-

---

(1) Les travaux récents de MM. Biot, Herschel, Brewster, Talbot, sur la lumière, démontrent que cet agent joue un rôle très-important dans une foule de phénomènes chimiques qui sont encore peu appréciés aujourd'hui.

rique surtout détermine à la fois la réunion de molécules différentes et la séparation de molécules composées. Composer dans un sens, c'est décomposer dans un autre. Le chimiste ne peut décomposer un corps complexe qu'à la condition de composer d'autres corps; il ne détruit qu'à la condition de faire naître. Quand il réduit la rouille de fer au moyen du charbon, ce n'est qu'à la condition de donner naissance à un composé d'oxygène et de carbone, à de l'acide carbonique ou à de l'oxyde de carbone, et il n'est point au pouvoir du chimiste d'agir autrement.

L'étude des grands agents modificateurs, tels que le calorique, la lumière, l'électricité, etc., est du ressort de la physique. Cette science a des connexions si étroites avec la chimie, que beaucoup d'auteurs n'ont pas hésité à faire précéder les traités de chimie d'un abrégé de physique. L'espace ne nous permet pas d'en faire autant, et nous renvoyons aux ouvrages spéciaux l'élève qui n'aurait pas encore acquis les notions de physique nécessaires pour aborder utilement l'étude de la chimie. Cependant, nous avons fait précéder l'étude des corps de quelques notions absolument indispensables pour l'intelligence de la science chimique.

**COMBINAISON.** (Composé.) Ce mot est très-fréquemment employé en chimie. On entend par là l'union moléculaire de deux ou de plusieurs corps élémentaires, union qui donne pour résultat un corps composé. Cette union est si intime, qu'il est impossible de reconnaître, à la simple vue du composé, la nature de ses éléments.

Les éléments perdent, dans la combinaison, toutes leurs propriétés caractéristiques ordinaires. Ainsi, par exemple, le composé d'hydrogène et d'azote qu'on appelle ammoniaque, n'a aucune des propriétés de l'hydrogène ou de l'azote; l'acide carbonique ne ressemble en aucune manière ni à l'oxygène ni au carbone qui sont pourtant les éléments du composé d'acide carbonique. Tel composé est solide, odorant, très-sapide, coloré, vénéneux, soluble, etc.; tandis que



ses éléments sont gazeux, liquides, inodores, insipides, incolores, inertes, insolubles, etc., et *vice versa*; enfin il est impossible de conclure de la nature des éléments celle du composé.

Ce qui caractérise la combinaison, c'est que 1° elle a lieu généralement avec production de chaleur et de lumière; — 2° les éléments se combinent entre eux dans des proportions définies, constantes, invariables, caractère remarquable qui a donné naissance à la théorie des équivalents et à celle des atomes; — 3° il faut une opération chimique assez compliquée, appelée *analyse* (voy. ce mot), pour réduire le composé en ses éléments; — 4° les volumes des éléments ne représentent presque jamais le volume du composé. Il y a généralement condensation d'un  $\frac{1}{2}$ , d'un  $\frac{1}{3}$  ou d'un  $\frac{1}{4}$  du volume. Ces caractères étant bien compris, on ne confondra point un mélange avec une combinaison (voy. *Mélange*).

**AFFINITÉ.** On appelle ainsi la force en vertu de laquelle les molécules constituantes des corps se combinent entre elles; c'est l'attraction, appliquée à des distances extrêmement petites, aux distances qui séparent les molécules les unes des autres; c'est elle qui produit le changement d'équilibre des corps dans leurs constitutions moléculaires. On dit que tel corps a une grande affinité pour tel autre, lorsque ces deux corps se combinent ensemble avec facilité. Du temps de Geoffroi et de Bergmann l'affinité était la base des combinaisons chimiques. Depuis Berthollet (*Statique chimique*), on admet plusieurs forces qui concourent ensemble à la combinaison des corps : l'électricité, la chaleur, la lumière, la pression atmosphérique, la cohésion, etc. L'affinité est du reste une force purement théorique; une autre manière d'envisager les choses, pourrait faire facilement disparaître ce mot de la science.

**MÉLANGE.** Dans un mélange, on reconnaît aisément les corps qui y entrent; il suffit ordinairement d'une opération purement mécanique pour en amener la séparation. Il n'en

est pas de même de la combinaison. Lorsque plusieurs corps se mêlent ensemble, il ne se passe aucun phénomène physique sensible : il n'y a production ni de chaleur ni de lumière. La somme des corps mêlés représente le volume de la totalité du mélange. Les corps d'un mélange peuvent être solides, liquides ou gazeux. Chacun des gaz qui composent un mélange se comporte comme s'il était libre ; il se dissout dans l'eau et dans d'autres véhicules, comme s'il n'était pas mêlé avec d'autres gaz. C'est là un des caractères essentiels, dont on se sert pour prouver que l'air est un mélange et non pas une combinaison (voy. *Air*). Pour mélanger des corps solides, on les divise mécaniquement en parcelles plus ou moins petites ; mais quelque intime que soit ce mélange, on y reconnaît aisément, soit à l'œil nu, soit au microscope, les éléments qui entrent dans ce mélange. On appelle *mélange réfrigérant* un mélange de différentes substances, produisant un abaissement de température plus ou moins considérable. C'est ainsi, par exemple, que 16 parties d'eau, 5 p. de sel ammoniac, 5 p. de salpêtre, font descendre le thermomètre centigrade jusqu'à  $-20^{\circ}$ . De même, 1 partie de sulfate de soude et 1 p. d'acide sulfurique produisent un abaissement de température qui peut aller jusqu'à  $-15^{\circ}$ ;  $2\frac{1}{2}$  de phosphate de soude cristallisé et 1 p. d'acide sulfurique mêlés ensemble font descendre le thermomètre jusqu'à  $-25^{\circ}$ . Le mélange des métaux produit également un abaissement de température. Exemple : 1 p. de zinc, 2 p. de plomb, 3 p. de bismuth réduits en poudre et mêlés avec 13 p. de mercure produisent un abaissement de température de  $-20^{\circ}$ .

**CATALYSE.** (Phénomène de contact, action de présence.)

Il existe des réactions remarquables qui semblent, en quelque sorte, faire exception à la règle. Certains corps, mis en présence d'autres corps, font naître des produits nouveaux, sans que les corps qui font naître ces produits soient altérés dans leur constitution. Exemples : le platine en

éponge , plongé dans un mélange d'oxygène et d'hydrogène , détermine la combinaison de ces deux gaz , avec élévation de température , sans que le platine change de nature . Le contact de l'argent décompose le bioxyde d'hydrogène , sans que l'argent s'altère en aucune manière . La présence de l'acide sulfurique change l'amidon en sucre ; après l'expérience , on retrouve la même quantité d'acide sulfurique aussi intacte qu'avant l'expérience . La levure de bière transforme le sucre en alcool , sans s'altérer elle-même . M. Berzélius considère ces phénomènes comme étant dus à une force particulière , qu'il compare à la propriété assimilatrice des animaux , consistant à changer des aliments pris dans le règne végétal , en chyle , en sang , en chair , etc. ; et il appelle cette force *catalytique* . L'admission de cette hypothèse est préjudiciable au progrès de la science ; car elle satisfait en apparence l'esprit naturellement paresseux , et entrave ainsi les recherches ultérieures .

**DISSOLUTION.** (*Solution , solutum.*) Tout corps qui disparaît dans l'eau ou dans tout autre véhicule sans en troubler la transparence , est soluble , et le liquide qui le contient s'appelle une dissolution . Dans cet état le corps n'a point perdu de ses propriétés physiques ni de ses propriétés chimiques . Le sucre , dissous dans l'eau , n'a point perdu la saveur qui le caractérise ; l'eau est un dissolvant précieux en ce qu'elle conserve les propriétés des corps qui s'y dissolvent . Les corps insolubles troublent les liquides et s'y déposent au bout d'un temps plus ou moins long , et forment ce qu'on appelle un *précipité* ou *dépôt* . Cependant il faut se garder de regarder comme insolubles tous les corps qui troublent l'eau ; il y a très-peu de corps , peut-être n'y en a-t-il pas du tout , qui soient absolument insolubles dans le sens propre du mot ; car les corps les plus insolubles , tels que le sulfate de baryte et le chlorure d'argent , sont sensiblement solubles , mais à la vérité dans une quantité d'eau tellement considérable , que , dans les circonstances ordinaires , on peut les regarder comme à peu près insolubles . Il ne faut

pas considérer comme des corps solubles ceux qui décomposent l'eau, de manière à former des produits nouveaux qui s'y dissolvent. C'est ainsi que le bromure de phosphore disparaît dans l'eau, mais il ne s'y dissout pas ; ce sont les acides bromhydrique et hypophosphoreux, auxquels le bromure de phosphore donne naissance avec les éléments de l'eau, qui s'y dissolvent. La dissolution, en écartant les molécules, divise les corps à l'infini, ce qui permet d'affaiblir ceux dont les propriétés sont trop énergiques. La dissolution offre l'exemple le plus frappant de la grande divisibilité de la matière. Les gaz se dissolvent proportionnellement à la pression à laquelle ils sont soumis (voy. *Acide carbonique*), tandis que les corps solides sont généralement plus solubles à chaud qu'à froid ; la chaux, la magnésie, la zircone, font exception à cette dernière loi. Tout liquide ayant dissous un corps en quantité si grande que ce liquide refuse d'en dissoudre davantage dans les circonstances ordinaires, s'appelle une *dissolution saturée*. Lorsqu'un corps est plus soluble à chaud qu'à froid, la dissolution saturée à la température ordinaire est propre à dissoudre une plus grande quantité de ce corps à chaud. Elle est alors *sursaturée*, et laisse déposer lentement, à mesure qu'elle se refroidit, l'excédant du corps soluble, dont les molécules prennent un arrangement particulier à formes géométriques qu'on appelle *cristaux*. Certaines dissolutions saturées n'ont point perdu la faculté de dissoudre d'autres corps ; ainsi une dissolution saturée de sel marin ne se refuse pas à dissoudre une certaine quantité de nitre ; cette circonstance a été mise à profit dans l'art des salpêtriers. En définitive, qu'est-ce que la dissolution ? ce n'est ni une combinaison ni un mélange ; c'est quelque chose d'intermédiaire entre ces deux états. Ce qu'il y a de certain, c'est que les dissolutions favorisent singulièrement la combinaison ; les anciens savaient cela, quand ils disaient : *Corpora non agunt, nisi sint dissoluta*.

**CRISTALLISATION.** Un grand nombre de corps, et surtout

ceux du règne inorganique, revêtent, en passant de l'état liquide ou gazeux à l'état solide, des formes géométriques particulières (prismes, rhombédres, cubes, etc.) auxquelles on donne le nom de *cristaux*. Pour qu'un cristal se forme bien régulièrement, il faut que le passage de l'état liquide ou gazeux à l'état solide se fasse lentement. La cristallisation peut s'opérer : 1° par *voie sèche*; exemple : le *bismuth* qui, après avoir été fondu en vaisseaux clos, cristallise, par un refroidissement lent, en cubes; 2° par *voie humide*; exemple : l'alun dissous dans son poids d'eau bouillante, se dépose sous forme de cristaux octaédriques, à mesure que la dissolution se refroidit.

La cristallisation est quelquefois un excellent moyen pour séparer l'un de l'autre deux corps également solubles. Exemple : Le nitre (azotate de potasse) et le sel marin (chlorure de sodium) sont tous deux très-solubles dans l'eau; mais, comme le nitre se dépose le premier, par refroidissement, sous forme de cristaux, pendant que le sel marin reste en dissolution en cristallisant le dernier, il est facile de séparer ces deux sels l'un de l'autre. Il est évident que ce moyen de séparation est en même temps un moyen de purification; car séparer un corps de l'autre, c'est les obtenir tous deux à l'état de pureté. Dans certains cas, la forme cristalline est un des meilleurs moyens de distinguer entre eux des sels ayant à peu près les mêmes propriétés et les mêmes usages. Exemple : le sulfate de potasse et le sulfate de soude; l'azotate de potasse et l'azotate de soude. Il suffit de verser sur une lame de couteau une goutte de la dissolution saline saturée, pour voir, au bout de quelques instants, les cristaux qui caractérisent chacun de ces sels, se déposer à mesure que l'eau s'évapore. Il est inutile de rappeler quelles ressources offre la cristallisation au minéralogiste, bien qu'il arrive qu'un seul et même corps puisse quelquefois revêtir des formes cristallines différentes (corps dimorphes ou polymorphes).

**SOLUBILITÉ.** C'est la propriété qu'a un corps de se dissoudre dans l'eau ou dans un autre liquide (voy. *Dissolution*). La solubilité est aussi variable que la fusibilité. Il n'y a pas deux corps qui soient solubles exactement dans les mêmes proportions. Entre le maximum et le minimum de solubilité, il y a une infinité de degrés intermédiaires. C'est ce qui permet de *séparer* dans un mélange plusieurs corps les uns des autres ; et l'analyse en a fait son profit. Loi : lorsqu'on met deux ou plusieurs corps dans l'eau, tous ceux qui pourront se combiner se combineront, les composés les plus solubles se dissoudront dans l'eau et les moins solubles précipiteront en entrant une certaine quantité des composés solubles. Cette loi est bien plus générale et plus conforme à l'expérience que celle de Berthollet, que voici : « Lorsqu'on met ensemble deux sels dissous et susceptibles de donner naissance à un sel soluble et à un sel insoluble, ou bien à deux sels insolubles, leur décomposition a nécessairement lieu, à moins qu'il ne puisse se former un sel double. »

**PRÉCIPITÉ.** (*Precipitatum.*) Ce nom indique qu'une dissolution, à laquelle on ajoute un réactif, laisse déposer *précipitamment* une substance qui, étant insoluble, trouble la liqueur, jusqu'à ce qu'elle se soit ramassée au fond de celle-ci sous forme de dépôt. *Exemple.* De l'acide sulfurique versé dans de l'azotate de baryte, trouble sur-le-champ la liqueur qui devient d'un blanc de lait ; en d'autres termes, l'acide sulfurique *précipite* l'azotate de baryte en blanc. Le composé insoluble qui se produit, est du sulfate de baryte. Le précipité est l'effet d'une réaction. Le *dépôt* diffère du précipité en ce qu'il se forme plus lentement. C'est ainsi qu'une dissolution d'acide tannique se trouble peu à peu au contact de l'air et laisse déposer, au bout d'un certain temps, de l'acide gallique (*dépôt*).

**ANALYSE.** (Du mot grec *ἀνάλω*, je résous, je délie.)

L'analyse est un mode d'opération, qui consiste à décomposer en ses éléments un corps ou un assemblage de corps

quelconque. L'objet de l'analyse peut appartenir, soit au règne animal, soit au règne végétal ou au règne minéral; la matière sur laquelle porte l'analyse, peut être organique ou inorganique. L'opération analytique n'est point également facile dans l'un ou l'autre cas. En effet, la matière à analyser appartient-elle au règne minéral, en un mot, est-elle inorganique: l'analyse est, en général, facile pour celui qui a l'habitude des travaux de ce genre, et les résultats obtenus sont presque toujours sensiblement les mêmes. La matière à analyser appartient-elle, au contraire, au règne végétal ou au règne animal: l'analyse devient extraordinairement difficile; elle présente quelquefois des obstacles à celui-là même qui a la plus grande habitude de ces travaux, et les résultats obtenus sont loin d'être constamment les mêmes. A quoi tiennent ces difficultés? Principalement à l'instabilité ou à l'extrême mobilité des éléments qui composent un corps organisé. Et c'est ici le lieu de définir ce que c'est qu'un corps organisé et un corps organique, expressions qu'on a souvent confondues et que l'on confond encore l'une avec l'autre. Un corps organisé est celui dans lequel les différents organes destinés à l'entretien de la vie, fonctionnent dans toute leur intégrité; en un mot, c'est un corps vivant. Et tout ce corps organisé, dès que l'analyse cherche à l'attaquer, se détruit irrévocablement. Ainsi, le sang est un corps organisé tant qu'il coule dans les veines et dans les artères, mais, retiré de ces vaisseaux, il cesse instantanément d'être ce qu'il était, ses molécules prennent un autre arrangement, et semblent obéir à une force autre que celle de la vie. Cette tendance à la transformation ne s'arrête point, elle amène sans cesse d'autres phénomènes, elle va à l'infini, et ce corps auparavant organisé, et dans lequel la vie est maintenant éteinte, est ce qu'on appelle corps organique. En résumé, les corps organisés sont en quelque sorte en dehors du domaine de l'analyse, ils appartiennent à une sphère où il ne nous est pas permis d'opérer avec nos réactifs et nos agents ordinaires. Quant aux corps

organiques, ils sont, il est vrai, accessibles à nos moyens d'analyse, mais les résultats qu'on obtient sont le plus souvent défectueux, ce qui tient précisément à la grande mobilité des éléments de la matière organique.

On a distingué l'analyse en *qualitative* et en *quantitative*. L'analyse qualitative ne s'occupe que de constater simplement les différentes espèces de substances existant dans un composé donné. L'analyse quantitative a pour objet, comme son nom l'indique, de constater la quantité ou le poids de chacune des substances indiquées par l'analyse qualitative. — Les principaux agents de l'analyse sont le calorique, l'électricité, et différents réactifs donnant naissance à des précipités insolubles ou du moins très-peu solubles, exactement connus et déterminés (1). Ainsi, par exemple, quand on veut doser l'acide sulfurique, on se sert d'une dissolution de baryte; le précipité qu'on obtient, est du sulfate de baryte insoluble, qu'on ramasse sur le filtre; après l'avoir lavé et séché, on le pèse. Or, sachant que telle quantité de sulfate neutre de baryte contient tant de baryte et tant d'acide sulfurique, on a nécessairement la quantité d'acide sulfurique qu'on cherche. Pour doser l'acide chlorhydrique, on se sert du nitrate d'argent; pour les sels de chaux, de l'oxalate d'ammoniaque; pour les sels d'alumine, du sulfate de potasse, etc. Et si la baryte et le sel d'argent servent à doser l'acide sulfurique et l'acide chlorhydrique, ces deux acides servent également à doser l'un la baryte, l'autre l'argent.

L'analyse qui procède par le moyen du calorique s'appelle analyse par *voie sèche*; celle qui procède par le moyen des réactifs sur les substances en dissolution, s'appelle analyse par *voie humide*. La dernière donne, en général, des résultats plus nets et plus exacts que la première, car il y a des

---

(1) Les propriétés de la lumière, d'après les récentes et curieuses recherches de M. Biot, promettent de jeter un grand jour sur cette branche difficile d'analyse.



chances de perte, surtout lorsque les substances ne sont ni complètement fixes ni complètement volatiles, ce qui a presque toujours lieu. L'électricité est un des agents de décomposition les plus puissants; c'est au moyen de l'électricité qu'on est arrivé à décomposer les bases alcalines et terreuses, réputées simples pendant fort longtemps. Néanmoins, on ne se sert guère de l'électricité dans les analyses ordinaires. M. Becquerel vient de communiquer à l'Académie royale des Sciences de Paris une série de travaux tendant à prouver qu'on pourra appliquer la force électrique avec beaucoup d'avantage à l'extraction de certains métaux de leurs minerais, et notamment à l'extraction de l'argent, du cuivre et du plomb.

**SYNTHÈSE.** (De *συντίθημι*, je compose.)

On appelle ainsi l'opération inverse de l'analyse. La synthèse se propose de reconstruire les éléments ou les produits de l'analyse. C'est souvent la contre-épreuve de l'analyse. En chimie minérale, où l'on a affaire à des éléments stables, résistant à l'action de la chaleur, la synthèse est presque toujours possible. Ainsi, au moyen de l'électricité on décompose l'eau en oxygène et en hydrogène (analyse) : c'est là l'analyse; et à l'aide du même agent on change ces mêmes éléments en eau : c'est cette opération qu'on appelle *synthèse*.

En chimie organique l'analyse est possible, mais la synthèse ne l'est presque jamais, du moins dans l'état actuel de la science. Exemple : l'analyse nous apprend que le sucre se compose de douze équivalents de carbone, de dix équivalents d'oxygène et de dix équivalents d'hydrogène. Mais il n'y a aucun procédé de synthèse à l'aide duquel nous puissions faire du sucre avec ces mêmes quantités de carbone, d'hydrogène et d'oxygène. La décomposition n'est souvent possible qu'à la condition de faire une synthèse. Exemple : on décompose (réduit) un oxyde métallique, au moyen du charbon ou de l'hydrogène; mais la décomposition (réduction)

n'a lieu qu'autant que le carbone ou l'hydrogène se sont transformés l'un en acide carbonique ou en oxyde de carbone, l'autre en eau.

**DIMORPHIE.** (Hététomorphie.) C'est la propriété qu'a un corps simple ou composé, de cristalliser sous deux formes différentes qui ne se laissent pas déduire géométriquement l'une de l'autre. C'est ainsi que le soufre cristallise (dans une solution concentrée de sulfide de carbone) en octaèdres à triangle scalène, et (par fusion), en prismes obliques à bases rhombes. Le sulfate de Nickel, cristallisé à une température au-dessous de  $15^{\circ}$ , a la forme prismatique, tandis qu'à  $20^{\circ}$ , il cristallise en octaèdre, forme incompatible avec la précédente. La dimorphie contredit le principe de Haüy, qui tendait à établir que des formes cristallines différentes appartiennent à des corps différents.

**ISOMÉRISME.** (De *ἴσος*, égal, et de *μέρος*, partie.)

On appelle isomériques, les corps qui, ayant la même constitution moléculaire ou le même poids atomique, présentent des propriétés physiques différentes. C'est dans ce sens qu'on dit, par exemple, que l'acide cyanique est isomérique avec l'acide fulminique. La chimie organique présente beaucoup d'exemples de ce genre, mais nos moyens d'analyse sont-ils assez rigoureux pour que nous puissions affirmer qu'il y a des corps isomériques, c'est-à-dire des corps qui, avec la même composition atomique, ont des propriétés physiques différentes? Il est permis d'en douter, surtout lorsque nous voyons que la présence ou l'absence d'un simple équivalent d'eau peut donner à un corps les propriétés physiques les plus différentes. Exemple : l'acide phosphorique et l'acide pyrophosphorique, l'acide sulfurique-anhydre et l'acide sulfurique concentré ordinaire ( $\text{SO}^3 + \text{HO}$ ). Dans l'intérêt même de la science, il faudra faire disparaître le mot d'isomérisie et l'idée qu'on y rattache, idée étroite et peu philosophique. Déjà on a reconnu, que beaucoup de corps qu'on regardait autrefois comme isomères, ne le sont nullement.

**ISOMORPHISME.** ( *ισος*, égale, *μορφή*, forme )

La forme cristalline d'un composé n'est pas seulement déterminée, comme on le croyait autrefois, par la nature chimique des éléments qui y entrent, mais elle l'est aussi, par le nombre des atomes qui constituent le composé (Mitscherlich). Un nombre égal d'atomes, unis entre eux de la même manière, peut donner naissance à la même forme cristalline, lors même que les éléments d'un composé sont de nature différente. Conséquemment, *il y a des composés qui se substituent les uns aux autres, en totalité ou en partie, sans troubler la forme cristalline ni le type du composé.* Exemple : dans les cristaux de fer magnétique (composé d'un équivalent de protoxyde et de deux équivalents de peroxyde), une partie du protoxyde de fer peut être remplacée par du protoxyde de manganèse ou par de l'oxyde de zinc, sans que la forme des cristaux ni le type du composé soient changés. Dans ce cas, on dit que le protoxyde de fer est *isomorphe* avec le protoxyde de manganèse et avec l'oxyde de zinc. Des exemples de ce genre abondent dans la nature. C'est à cause de l'isomorphisme que les espèces minérales sont toujours complexes, et qu'elles renferment plusieurs métaux et d'autres substances à la fois. C'est pourquoi les minerais de fer ne contiennent jamais exclusivement du fer ; ils contiennent souvent du manganèse, du cuivre, de la chaux, de l'alumine, de la magnésie, etc. On peut juger par là de l'importance de l'isomorphisme non-seulement en chimie, mais encore en minéralogie et en géologie.

*Exemples de divers groupes de corps isomorphes.*

|                  |                   |            |
|------------------|-------------------|------------|
| Chlore.          | Acide bromique.   | Manganèse. |
| Iode.            | —                 | Fer.       |
| Brôme.           | Soufre.           | Zinc.      |
| Fluor.           | Sélénium.         | Nickel.    |
| —                | —                 | Cobalt.    |
| Acide chlorique. | Acide sulfurique. | Cuivre.    |
| — iodique.       | — sélénique.      | Magnésium. |

|                         |                     |                  |
|-------------------------|---------------------|------------------|
| Calcium.                | Oxyde de cuivre.    | Arsenic.         |
| Plomb.                  | Magnésie.           | Phosphore.       |
| —                       | Chaux.              | —                |
| Protoxyde de manganèse. | Oxyde de plomb.     | Acide arsénique. |
| — de fer.               | —                   | — phosphorique.  |
| Oxyde de zinc.          | Alumine.            |                  |
| — nickel.               | Peroxyde de fer.    |                  |
| — cobalt.               | Oxyde de manganèse. |                  |

Les corps de même composition n'ont pas tous la même forme cristalline ; tandis qu'on peut admettre que les corps isomorphes ont tous la même composition moléculaire. C'est pourquoi on peut facilement déterminer le poids atomique d'un composé, lorsque ce composé est isomorphe avec un autre dont la composition atomique est déjà connue. Exemple : l'aluminium ne se combine avec l'oxygène qu'en une seule proportion ; de là , on pourrait croire que l'oxyde d'aluminium (alumine), se compose d'un atome d'alumine et d'un atome d'oxygène. Or, de ce que cet oxyde d'aluminium est isomorphe avec le peroxyde de fer ( $\text{Fe}^2\text{O}^3$ ), on en conclut qu'il doit avoir la même composition que ce dernier. L'alumine sera donc , comme le peroxyde de fer, un sesquioxyde, et elle aura pour formule  $\text{Al}^2\text{O}^3$ , isomorphe avec  $\text{Fe}^2\text{O}^3$ .

**SUBSTITUTIONS** (Théorie des). On ferait mieux de l'appeler loi des substitutions, puisqu'elle est sanctionnée par l'expérience, et qu'on peut la regarder comme un cas particulier de la loi des équivalents. Pour nous faire comprendre, nous allons immédiatement citer des cas de ce genre. Le chlore remplace l'hydrogène ; un volume de chlore se substitue au même volume d'hydrogène, sans changer le type du composé. Si le composé est acide, il restera acide, même après que le chlore aura remplacé son équivalent d'hydrogène.

*Exemple.* Le vinaigre pur (acide acétique) se compose de  $\text{C}^4\text{H}^3\text{O}^5$ , plus un équivalent d'eau ; or, en mettant cet acide acétique en contact avec du chlore sec à la lumière directe, on trouve qu'au bout de quelques heures le chlore a pris la place

de l'hydrogène =  $C^1 Cl^1 O^3$  plus un équivalent d'eau ; et ce même composé est également acide (acide chloro-acétique) ; il forme avec l'oxyde d'argent du chloro-acétate d'argent analogue à l'acétate.

Quand on fait passer un courant de chlore dans de l'alcool absolu, on obtient un composé indifférent comme l'alcool et qu'on appelle chloral. Dans ce composé, trois équivalents d'hydrogène ont été remplacés par trois équivalents de chlore. ( $C^1 H^3 O + HO =$  (aldéhyde),  $C^1 Cl^3 O + HO =$  chloral). La liqueur des Hollandais  $C^1 H^3 Cl^4$ , n'est autre chose que du gaz oléfiant ( $C^1 H^4$ ) dans lequel un équivalent d'hydrogène a été remplacé par un équivalent de chlore. La théorie des substitutions est applicable à une foule d'autres cas qu'il serait trop long d'énumérer ici. C'est M. Dumas qui est l'auteur de la théorie des substitutions, théorie qui a beaucoup d'analogie avec la loi des équivalents. Cette théorie porte le plus rude coup à la théorie électro-chimique de M. Berzélius. En effet, quand on voit le chlore, corps électro-négatif, se substituer à l'hydrogène, qui est électro-positif, on est porté à ne tenir aucun compte de la théorie électro-chimique.

**PROPORTIONS MULTIPLES.** Certains éléments ne se combinent entre eux que dans une seule proportion. Ainsi, par exemple, on ne connaît qu'une seule combinaison du chlore avec le sodium (chlorure de sodium), composé d'un équivalent de chlore et d'un équivalent de sodium ( $Na Cl$ ). Mais ce même chlore se combine, par exemple, avec le mercure en deux proportions ; dans le premier de ces composés, il a un équivalent de chlore combiné avec un équivalent de mercure ( $Hg Cl$ ), c'est le calomèlas ; dans l'autre, il y a le double de chlore (deux équivalents) combiné avec cette même quantité de mercure (un équivalent) ( $Hg Cl^2$ ) ; c'est le sublimé corrosif. C'est ainsi que 14 parties d'azote se combinent avec 8, 16, 24, 32 et 40 parties d'oxygène pour donner naissance à cinq composés différents. On voit, d'après cela, que les nombres des différentes proportions d'un même élément qui entre dans

un composé sont des multiples du nombre qu'on peut regarder comme unité. Les proportions sont ordinairement comme les nombres 1,  $1\frac{1}{2}$ , 2, 3, etc., ou comme 2, 3, 4, 7. C'est ce qu'on appelle *lois des proportions multiples*.

**ÉQUIVALENTS (Loi des).** Les corps se combinent entre eux dans des *quantités constantes et invariables*; c'est sur ce simple énoncé que repose la loi des équivalents. Le mot d'équivalent suppose nécessairement un composé ou une combinaison; ainsi, l'expérience directe apprend que 100 parties d'oxygène (en poids) exigent exactement 1294 parties de plomb (en poids) pour former un composé appelé protoxyde de plomb. Cette même quantité de plomb se combinera avec 201,165 parties de soufre pour former un sulfure de plomb. Les quantités (en poids) 100 d'oxygène, 201,165 de soufre, 442,650 de chlore, etc., sont appelées *quantités équivalentes*, et lorsque dans un composé quelconque, la quantité d'oxygène qui y entre, est représentée par 100, la quantité de soufre le sera par 201,165, celle du chlore par 442,650; en un mot toutes ces quantités peuvent se substituer rigoureusement les unes aux autres; *elles s'équivalent*. Ce que nous venons de dire de l'oxygène, du soufre et du chlore, est applicable à tous les corps susceptibles de donner naissance à des composés. On prend ordinairement pour unité de comparaison 100 ou 1 d'oxygène, parce que ce corps entre dans un très-grand nombre de composés, et l'équivalent d'un corps est souvent le même que son poids atomique. Il est bien évident, que le rapport des quantités qui se combinent, reste absolument le même, soit qu'on prenne pour unité le composé lui-même, en indiquant les éléments en centièmes ou en millièmes, soit qu'on prenne pour terme de comparaison 100 d'oxygène. Ainsi, par exemple, dire que 100 p. d'oxygène se combinent avec 12,48 d'hydrogène pour former de l'eau, c'est dire au fond la même chose que 88,91 p. d'oxygène se combinent avec 11,09 d'hydrogène pour former 100 p. d'eau; car 100 :

12,48 :: 88,91 : 11,09. Le rapport n'est nullement changé; seulement, dans le premier cas, on prend pour unité un élément du composé, tandis que, dans le second cas, on prend pour unité le composé lui-même. L'équivalent (quantité en poids) de l'hydrogène (H) est donc 12,48, celui de l'oxygène (O) étant 100; et le composé (eau), produit de ces deux gaz, s'exprime en équivalents: HO. D'après cela il est facile, à l'aide d'un simple calcul, de déterminer l'équivalent d'un corps lorsqu'on a préalablement constaté par l'analyse, la *quantité* (en poids) de ce corps qui entre dans un composé quelconque. Ainsi pour trouver, l'équivalent du soufre, on saura d'abord que ce corps forme avec l'oxygène un composé (acide hyposulfureux) qui, exprimé en centièmes, contient 66,80 de soufre,  
33,20 d'oxygène.

Or, en établissant la proportion : 33,20 : 66,80 :: 100 :  $x$ , on trouve pour la valeur  $x$ , 201,163, chiffre qui est l'équivalent du soufre (S), celui de l'oxygène étant 100.

$$\begin{aligned}\text{Ainsi, O} &= 100, \\ \text{H} &= 12,48, \\ \text{S} &= 201,163.\end{aligned}$$

On pourra procéder d'une manière analogue pour trouver les équivalents de tous les autres corps de la chimie. La loi des équivalents s'applique non-seulement aux corps simples qui se combinent entre eux, mais encore aux corps composés qui seaturent réciproquement. C'est ainsi que 100 parties d'acide sulfurique demandent, pour être parfaitement neutralisés,

43 p. d'ammoniaque,  
ou 118 p. de potasse,  
ou 78 p. de soude.

Ces nombres indiquent les rapports de la capacité de saturation de ces trois bases différentes. Ces nombres conser-

vent entre eux les mêmes rapports, quel que soit l'acide (exprimé en 100 p.) qui neutralise ces bases; donc, connaissant la quantité ou la capacité de saturation de l'une de ces bases, on connaîtra celle des autres. Ainsi, 100 p. d'acide chlorhydrique saturant 63 p. d'ammoniaque, il faudra 173 p. de potasse ou 114 p. de soude pour saturer cette même quantité d'acide chlorhydrique. Car,  $43 : 118 : 78 :: 63 : 173 : 114$  (exprimés en nombres ronds), en d'autres termes, 43 p. d'ammoniaque *équivalent* à 118 p. de potasse, ou (ce qui ne change en rien le rapport) 63 p. d'ammoniaque *équivalent* à 173 p. de potasse ou à 114 p. de soude.

D'après ce qui précède, on voit que la loi des équivalents est fondée sur l'expérience, et qu'on a tort de l'appeler théorie des équivalents. Les équivalents n'ont rien de commun avec les hypothèses; ce sont des données réelles de l'expérience positive, de l'emploi direct de la balance, sans prétendre à aucune explication théorique de la constitution moléculaire des corps. C'est ce qui distingue la loi des équivalents de la théorie des atomes.

Nous avons adopté dans notre traité les formules des équivalents, en indiquant toutefois les formules correspondantes de la théorie atomique, généralement adoptée dans les ouvrages de chimie publiés jusqu'à ce jour; nous avons pour nous l'autorité des premiers chimistes de France et d'Allemagne, qui semblent avoir depuis quelque tems pris à tâche de faire disparaître de la chimie les formules de la théorie des atomes.

**ATOMES.** (ἀτομή, de α privatif et de τέμνω, je coupe.) *Théorie atomique; théorie des volumes.*

Les corps se combinent entre eux dans des quantités déterminées et dans des rapports constants et invariables. Ce fait érigé en principe, éleva la chimie au rang d'une science. C'est lui qui a donné naissance à la théorie des atomes. Pour cela on a d'abord supposé, que les corps sont des assemblages ou des agrégats de parcelles infiniment petites, indivisibles et insécables (ἀτομοί). Voyant ensuite que ces



quantités ne sont pas susceptibles de fractionnement, on a dit qu'elles expriment le poids de ces parcelles ou molécules qui ont reçu le nom d'*atomes*, nom qui rappelle la théorie des philosophes grecs, et d'Epicure en particulier. Les atomes de différents corps, en se juxtaposant un à un (*composé binaire*), un à deux (*composé ternaire*), un à trois (*composé quaternaire*), etc., donnent naissance à d'autres atomes dans lesquels on ne distingue point les atomes élémentaires, et qui doivent être considérés comme des atomes également indivisibles et insécables (*atomes composés*).

Dans beaucoup de cas, l'équivalent est égal à l'atome; et cela doit être, puisque la loi des équivalents a servi à l'établissement de la théorie des atomes. Mais l'expérience, sur laquelle la loi des équivalents ne préjuge rien, démontre que la théorie atomique est souvent insuffisante, et qu'il faut de toute nécessité diviser les atomes dits insécables, en admettant des demi-atomes. Ainsi, par exemple, le fer se combine avec l'oxygène en deux proportions; dans l'une, 339,21 parties de fer (en poids) se combinent avec 100 parties d'oxygène (en poids) pour former le *protoxyde de fer*; dans l'autre, cette même quantité de fer est combinée avec 150 parties d'oxygène pour former le *sesquioxyde de fer*. Or, en désignant le fer par Fe (poids d'un atome de fer), et la quantité d'oxygène par O (poids d'un atome d'oxygène), on aura pour la formule du protoxyde de fer,  $\text{Fe O}$  (un atome de protoxyde), et pour celle du sesquioxyde,  $\text{Fe O}_2$  (un atome de sesquioxyde, composé d'un atome de fer et d'un atome et demi d'oxygène). En doublant les atomes, les rapports ne sont point changés :  $\text{Fe}^2 \text{O}^3$ , veut dire que deux atomes de fer sont combinés avec trois atomes d'oxygène; donc, l'atome d'oxygène a dû être fractionné. Les exemples de ce genre sont très-nombreux. Ici la loi des équivalents reste fidèle à l'expérience; la théorie des atomes l'abandonne.

Il est d'observation, que les gaz comprimés ou chauffés au même degré, se comportent tous de la même manière, et

*qu'ils se combinent entre eux, dans des rapports simples, eu égard à leur volume; il y a plus, le volume du composé, s'il est gazeux, est toujours dans un rapport simple avec les volumes des corps composants.* Exemple: un volume d'oxygène prend exactement deux fois son volume d'hydrogène pour former de l'eau (deux volumes de vapeur d'eau). Un volume d'hydrogène donne avec un volume de chlore, de l'acide chlorhydrique (deux volumes); un volume d'azote forme avec trois volumes d'hydrogène, de l'ammoniaque (deux volumes), etc. La théorie atomique s'est emparé de ces données de l'expérience pour formuler le principe suivant :

*Les gaz contiennent, sous un même volume, le même nombre d'atomes, et tous sont à égale distance les uns des autres. Si les volumes n'ont pas la même densité, c'est que l'atome de chacun de ces gaz n'a pas le même poids.*

D'après ce principe, qui est seulement applicable aux gaz permanents, l'expression de volume équivaut à celle d'atome; car les volumes des vapeurs ne sont pas toujours identiques avec les atomes. Le principe fondamental de la théorie des atomes nous éloigne de l'expérience et de la loi des équivalents. Si dans certains cas il faut, comme on vient de voir, admettre des demi-atomes, il faudra admettre, dans d'autres cas, des atomes doubles; car les équivalents de l'hydrogène, du chlore, du brome, de l'iode, représentent le double de l'oxygène en volume. Ainsi 12,48 (équivalent de l'hydrogène) se combine avec 100 d'oxygène (équivalent de l'oxygène) pour former de l'eau; mais l'équivalent de l'hydrogène représente deux volumes, et celui de l'oxygène un volume de gaz. Or le volume étant identique avec l'atome, l'eau se compose, d'après la théorie des atomes, d'un atome d'oxygène et de deux atomes d'hydrogène. De là, la formule de l'eau, d'après la loi des équivalents, = HO, et d'après la théorie des atomes = H<sup>2</sup>O. Et, l'équivalent de l'hydrogène étant 12,48 (celui de l'oxygène étant 100), il s'ensuit que le poids d'un atome d'hydrogène est la moitié de 12,48 ou 6,29 (H);

les deux formules  $\text{HO}$  et  $\text{H}^{\circ}\text{O}$  expriment donc au fond la même donnée de l'expérience. Beaucoup d'autres corps, tels que le chlore, le brôme, l'iode, le fluor, le cyanogène, sont dans le même cas que l'hydrogène. Dans toutes leurs combinaisons, les équivalents de ces corps représentent le double du volume de l'oxygène, ou deux atomes; c'est pour cela qu'on écrit indifféremment  $\text{Cl H}$  ou  $\text{Cl}^{\circ}\text{H}^{\circ}$ ,  $\text{MBr}$  ou  $\text{MBr}^{\circ}$ , etc. On est libre de choisir entre ces deux formules; l'une est l'expression de l'expérience pure et simple, et l'autre se rattache à une théorie que ne sanctionne pas toujours l'expérience. Car, dans les cas cités, l'hydrogène, le chlore, le brôme, etc., ne se combinent point par atome simple, comme l'oxygène et tant d'autres corps; il faut *doubler l'atome*, c'est-à-dire qu'il faut l'élever à la valeur d'un équivalent pour être d'accord avec l'expérience. Tout dépend de la manière d'envisager les choses; pour un esprit rigoureux, le choix ne doit pas être longtemps incertain.

**FORMULES.** Les formules constituent le langage algébrique des combinaisons chimiques. On emploie ordinairement, pour exprimer une formule, la lettre initiale du nom latin du corps en question. On ajoute quelquefois à l'initiale la deuxième ou la troisième lettre du nom latin, lorsque la première lettre pourrait s'appliquer à deux ou plusieurs corps à la fois. C'est ainsi qu'on désigne l'oxygène par  $\text{O}$  (oxygenium), l'hydrogène par  $\text{H}$  (hydrogenium), le manganèse par  $\text{Mn}$ , la magnésie étant désignée par  $\text{M}$ ; mais on attache aux lettres, outre leur signification propre, la valeur des quantités exprimées en équivalents (voy. *Tableau*).

Ainsi,  $\text{H}$  indique le nombre 12,48 ( $0 = 100$ ).

Et  $\text{H O} = 12,48$

100

---

$112,48 = \text{un équivalent d'eau.}$

Comme l'oxygène se rencontre dans un grand nombre de composés, on le remplace quelquefois par un point. Exemple :

$\text{Pb}$  = protoxyde de plomb ( $\text{Pb O}$ );  $\text{H}$  = bioxyde d'hydrogène. Le soufre est quelquefois exprimé par une virgule ('). Exemple :  $\text{Z'n}$  (sulfure de zinc),  $\text{S'n}$  (bisulfure d'étain). Une lettre barrée indique que l'on prend deux atomes du corps dont cette lettre est le symbole. Exemple :  $\text{AzO}^{\bar{\bar{}}^{\bar{\bar{}}}} = \text{Az}^2\text{O}^2$  (acide azotique).

On appelle *rationnelle*, la formule qui, par un certain arrangement des signes, tend, en quelque sorte, à rendre raison de la manière dont ces éléments sont combinés entre eux; tandis que la formule *brute* ou *empirique* indique purement et simplement les quantités des éléments qui entrent dans un composé. Exemple :  $\text{KO}$ ,  $\text{SO}^2$  (*formule rationnelle*), c'est-à-dire de l'acide sulfurique combiné avec de l'oxyde de potassium (potasse); ce qui au fond équivaut à  $\text{K SO}^4$  (*formule empirique*), c'est-à-dire combinaison d'oxygène (4 éq.), de soufre et de potassium.

| NOMS.                                  | FORMULES.       | Q = 100  | H = 1   |
|----------------------------------------|-----------------|----------|---------|
| Oxygène, <i>oxygenium</i> . . . . .    | O               | 100,000  | 16,026  |
| Hydrogène, <i>hydrogenium</i> . . . .  | H               | 6,2398   | 1,000   |
| Azote, <i>nitrogenium</i> . . . . .    | N (Az)          | 80,518   | 14,186  |
|                                        | Az <sup>2</sup> | 177,036  | 28,372  |
| Soufre, <i>sulfur</i> . . . . .        | S               | 201,165  | 32,239  |
| Phosphore, <i>phosphorus</i> . . . . . | P               | 196,155  | 31,436  |
|                                        | P <sup>2</sup>  | 392,290  | 62,872  |
| Chlore, <i>chloro</i> . . . . .        | Cl              | 224,325  | 35,470  |
|                                        | Cl <sup>2</sup> | 442,650  | 70,940  |
| Brome, <i>brom</i> . . . . .           | Br              | 489,150  | 78,392  |
| Iode, <i>Iod</i> . . . . .             | J               | 789,750  | 126,570 |
| Fluor, <i>fluor</i> . . . . .          | F               | 116,900  | 18,713  |
|                                        | F <sup>2</sup>  | 233,800  | 37,470  |
| Carbone, <i>carbonicum</i> . . . . .   | C               | 76,437   | 12,250  |
|                                        | C <sup>2</sup>  | 152,875  | 24,500  |
| Bore, <i>boron</i> . . . . .           | B               | 136,200  | 21,830  |
|                                        | B <sup>2</sup>  | 272,410  | 43,660  |
| Silicium, <i>silicium</i> . . . . .    | Si              | 277,312  | 44,442  |
| Sélénium, <i>selenium</i> . . . . .    | Se              | 494,582  | 79,263  |
| Arsenic, <i>arsenicum</i> . . . . .    | As              | 470,042  | 75,329  |
| Chrome, <i>chromium</i> . . . . .      | Cr              | 351,819  | 56,383  |
| Molybdène, <i>molybdænum</i> . . . .   | Mo              | 598,525  | 95,920  |
| Vanadium, <i>vanadium</i> . . . . .    | V               | 855,840  | 137,157 |
| Wolfram(tungstène) <i>wolframium</i> . | W               | 1183,000 | 189,621 |
| Antimoine, <i>stibium</i> . . . . .    | Sb              | 806,452  | 129,243 |
|                                        | Sb <sup>2</sup> | 1612,904 | 258,486 |
| Tellure, <i>tellurium</i> . . . . .    | Te              | 801,760  | 128,500 |
| Tantale, <i>tantalum</i> . . . . .     | Ta              | 1153,715 | 184,896 |
| Titan, <i>titanium</i> . . . . .       | Ti              | 303,662  | 48,669  |
| Or, <i>aurum</i> . . . . .             | Au              | 1243,013 | 199,207 |
| Platine, <i>platinum</i> . . . . .     | Pl              | 1233,499 | 197,682 |
| Rhodium, <i>rhodium</i> . . . . .      | R               | 651,387  | 104,392 |

| NOMS.                                     | FORMULES. | O = 100  | H = 1   |
|-------------------------------------------|-----------|----------|---------|
| Palladium, <i>palladium</i> . . . . .     | Pd        | 665,899  | 106,718 |
| Iridium, <i>iridium</i> . . . . .         | Ir        | 1233,499 | 197,682 |
| Osmium, <i>osmium</i> . . . . .           | Os        | 1244,487 | 199,444 |
| Argent, <i>argentum</i> . . . . .         | Ag        | 1351,607 | 216,611 |
| Mercure, <i>hydrargyrum</i> . . . . .     | Hg        | 1265,823 | 202,863 |
| Cuivre, <i>cuprum</i> . . . . .           | Cu        | 395,695  | 63,415  |
| Urane, <i>uranium</i> . . . . .           | U         | 2711,360 | 434,527 |
| Bismuth, <i>bismuthum</i> . . . . .       | Bi        | 886,920  | 142,140 |
| Étain, <i>stannum</i> . . . . .           | Sn        | 735,296  | 117,804 |
| Plomb, <i>plumbum</i> . . . . .           | Pb        | 1294,498 | 207,458 |
| Cadmium, <i>cadmium</i> . . . . .         | Cd        | 696,767  | 111,665 |
| Zinc, <i>zincum</i> . . . . .             | Zn        | 403,226  | 64,621  |
| Nickel, <i>niccolum</i> . . . . .         | Ni        | 369,675  | 59,245  |
| Cobalt, <i>cobaltum</i> . . . . .         | Co        | 368,991  | 59,135  |
| Fer, <i>ferrum</i> . . . . .              | Fe        | 339,205  | 54,362  |
| Manganèse, <i>manganium</i> . . . . .     | Mn        | 345,887  | 55,432  |
| Cérium (1), <i>cerium</i> . . . . .       | Ce        | 574,796  | 92,102  |
| Zirconium, <i>zirconium</i> . . . . .     | Zr        | 420,201  | 67,340  |
| Yttrium, <i>yttrium</i> . . . . .         | Y         | 402,514  | 64,508  |
| Beryllium, <i>beryllium</i> (glacium).    | Be (G)    | 331,26   | 53,088  |
| Aluminium, <i>aluminium</i> . . . . .     | Al        | 171,167  | 27,431  |
|                                           | AP        | 342,334  | 54,865  |
| Thorium, <i>thorium</i> (thorium).        | Th        | 744,900  | 119,377 |
| Magnésium, <i>magnesium</i> . . . . .     | Mg        | 158,352  | 25,378  |
| Calcium, <i>calcium</i> . . . . .         | Ca        | 256,019  | 44,030  |
| Strontium, <i>strontium</i> . . . . .     | Sr        | 547,285  | 87,709  |
| Baryum, <i>baryum</i> . . . . .           | Ba        | 856,880  | 137,325 |
| Lithium, <i>lithium</i> . . . . .         | L         | 80,375   | 12,880  |
| Natrium, <i>natrium</i> (sodium). . . . . | Na        | 290,897  | 46,620  |
| Kalium (potassium). . . . .               | K         | 489,916  | 78,515  |

(1) *Lanthane*, (récemment découvert) dont on ignore le poids atomique.

*SECTION V. Considérations générales sur la classification des corps élémentaires de la chimie en familles naturelles.*

Je ne dirai rien des méthodes de classification généralement suivies dans les ouvrages de chimie publiés jusqu'à ce jour ; des juges compétents les ont déjà irrévocablement condamnées.

Dans la classification des corps par familles naturelles, je me suis principalement attaché, non pas à un seul caractère plus ou moins saillant, mais à un ensemble de caractères réunissant les corps en groupes naturels. J'ai essayé, à l'aide des documents que j'ai pu réunir, d'introduire en chimie la méthode naturelle, adoptée en botanique depuis qu'on a convenablement apprécié les inconvénients de la méthode artificielle. L'essai que je donne aujourd'hui ne peut être qu'incomplet, d'abord, parce que beaucoup de corps sont encore mal connus et que leur histoire est à refaire ; ensuite, parce que la théorie électro-chimique et d'autres théories qui s'y rattachent, préoccupent encore trop certains esprits pour approuver sans restriction l'emploi de la méthode qui a guidé les naturalistes dans la classification des végétaux et des animaux. Ce n'est guère que depuis quelques années que l'on songe sérieusement à adopter enfin la méthode naturelle, surtout depuis qu'il est généralement reconnu que la théorie électro-chimique de M. Berzélius est inadmissible, théorie que M. Dumas a l'un des premiers battue en brèche par des expériences concluantes.

M. Gay-Lussac rappelle chaque année, dans ses savants cours de chimie, combien il serait philosophique et conforme au progrès de la science de ranger les corps en groupes naturels, et d'accorder pour cela une importance beaucoup moindre aux propriétés physiques qu'aux propriétés chimiques des corps. C'est ainsi que M. Gay-Lussac cite comme formant des groupes naturels : 1° le soufre, le sélénium, le

tellure ; 2° le carbone, le bore et le silicium ; 3° le phosphore et l'arsenic ; 4° le chlore, le brôme, l'iode, le fluore et le cyanogène.

Les chimistes distingués de l'Allemagne, de la France et de l'Angleterre ont reconnu la nécessité et la possibilité d'une nouvelle classification fondée sur la méthode naturelle. Les beaux travaux de MM. Mitcherlich, de H. et G. Rose, etc., ont répandu de nouvelles lumières, et semblent de beaucoup hâter la solution d'une question aussi grave et aussi importante pour l'avenir de la science.

On voit, d'après ce qui précède, que je suis loin de m'attribuer l'idée première d'une classification naturelle. *Neminem lædere et suum cuique tribuere*, n'offenser personne, et donner à chacun ce qui lui appartient, voilà ce que tout le monde devrait dire et faire ; au reste, les idées de ce genre n'ont pas d'inventeurs dans le sens propre de ce mot. Ces idées sont si simples, si naturelles, qu'elles peuvent, qu'elles doivent même venir à l'esprit de tout homme qui réfléchit, comme les hautes vérités de la métaphysique se révèlent à l'intelligence d'un Esquimeau comme au génie d'un Leibnitz. Les idées d'unité et de simplicité naturelle, comme je l'ai dit, il y a quelques années, à l'occasion du principe d'unité d'organisation des animaux (1), sont de l'essence même de la raison humaine ; et discuter, à cet égard, sur une priorité d'invention, c'est complètement méconnaître le terrain sur lequel on se trouve placé.

Après ce préambule, j'aborde la question elle-même.

La division des corps élémentaires en *métaux* et en *corps non métalliques ou métalloïdes*, n'est point rigoureusement scientifique. Ainsi, après avoir établi que les métaux sont des corps plus pesants que l'eau, bons conducteurs de la chaleur et de l'électricité, opaques, susceptibles d'un grand éclat, élastiques, sonores, malléables, ductiles, pourquoi a-t-on classé

---

(1) Voy. *Hermès*, journal scientifique ; réd. par F. Dajardin. Paris, 1836.



parmi les métaux, le potassium, le sodium, le magnésium, corps moins pesants que l'eau; puis le calcium, le strontium, le baryum, l'aluminium, le glucinium, l'yttrium, le titane, l'urane, le tantale, qui sont tous des corps non élastiques, non sonores, non malléables, non ductiles? Est-ce parce qu'ils sont susceptibles d'un certain éclat et qu'ils conduisent la chaleur et l'électricité? Mais, en ce cas, pourquoi n'a-t-on pas rangé parmi les métaux le mica, le diamant, le strass, la porcelaine et jusqu'aux élytres de certains insectes, tous corps très-brillants? Enfin le charbon de bois fortement calciné et le diamant ne conduisent-ils pas la chaleur et l'électricité au moins tout aussi bien que le titane, l'urane, le chrome, l'arsenic? Nous faisons grâce des corps opaques, de peur d'étendre à ce compte la liste des métaux indéfiniment.

Quant à l'autre division, comprenant les corps *non métalliques*, elle se réfute d'elle-même. Jamais une négation ne peut servir de caractère distinctif; car, si l'oxygène, le soufre, le chlore, etc., *ne sont pas des métaux*, que sont-ils donc? C'est là ce qu'il fallait chercher. Dire que ce sont des corps non métalliques, ce n'est rien dire du tout. Quant au nom de *métalloïdes* (de μέταλλον, métal, et εἶδος, forme, ressemblance), nom qu'on a également donné aux corps métalliques, il est inadmissible; car rien ne ressemble moins à un métal que l'oxygène, le soufre, le chlore, etc.

J'avais d'abord songé à donner, avec M. Ampère, le nom de *minéralisateurs* aux corps non métalliques, et aux métaux le nom de corps *minéralisables*. Mais, m'apercevant combien il est difficile d'assigner des limites certaines à chacune de ces classes, je dus bientôt y renoncer.

Après avoir ainsi rejeté la division des corps élémentaires en métaux et en métalloïdes, ou en corps minéralisables et en corps minéralisateurs, j'ai tâché de grouper ces corps par familles, en prenant, autant qu'il est possible, pour modèle, la méthode naturelle adoptée en botanique.

Les principes qui m'ont guidé dans cette voie difficile re-

posent, 1<sup>o</sup> sur l'isomorphisme, 2<sup>o</sup> sur les propriétés chimiques des corps.

Voici le tableau qu'il ne faut regarder que comme un essai d'une classification naturelle (1).

| Noms des familles.     | Corps simples ou fonctionnant comme tels.                      |
|------------------------|----------------------------------------------------------------|
| <i>Oxacés</i> (oxacea) | oxygène, soufre, sélénium, tellure.                            |
| <i>Chloracés</i>       | chlore, brome, iode, fluor, cyanogène (2).                     |
| <i>Cardacés</i>        | carbone, bore, silicium, titane, tantale.                      |
| .....                  | azote et hydrogène.                                            |
| <i>Phosphacés</i>      | phosphore, arsenic, antimoine.                                 |
| <i>Kaliacés</i>        | potassium, sodium, lithium, ammonium.                          |
| <i>Baryacés</i>        | baryum, strontium, calcium, magnésium, plomb.                  |
| <i>Aluminiacés</i>     | aluminium, glucinium, thorium, zirconium, cerium, lanthane.    |
| <i>Ferracés</i>        | fer, manganèse, chrome, cobalt, nickel, zinc, cadmium, cuivre. |
| <i>Hydrargyricés</i>   | mercure, bismuth.                                              |
| <i>Stannacés</i>       | étain, molybdène, tungstène, urane, vanadium.                  |
| <i>Auracés</i>         | or, platine, palladium, rhodium, iridium, osmium.              |

Je suis loin de me dissimuler les difficultés d'une pareille classification. Les opinions varieront nécessairement, suivant qu'on s'attache plus ou moins exclusivement à tel caractère de préférence à tel autre. Mais on oublie alors, qu'il faut un ensemble de caractères pour être autorisé à établir une famille naturelle.

L'isomorphisme, qui a été mon principal guide, présente lui-même des difficultés dont la solution jettera peut-être une nouvelle lumière sur la constitution moléculaire des corps. On conçoit, il est vrai, aisément, que le cuivre est isomorphe

(1) M. Despretz a publié en 1830 un ouvrage (*Éléments de chimie théorique et pratique*, etc., 2 vol.), dans lequel les corps ont été classés par familles. La science a fait depuis cette époque des progrès si rapides, qu'il y a aujourd'hui beaucoup à redire à la classification donnée par M. Despretz en 1830.

(2) Le cyanogène, bien que composé, fonctionne comme un corps simple. La même remarque s'applique à l'ammonium, de la famille des *Kaliacés*.

avec le fer dans le sulfate, le fer avec l'aluminium dans le peroxyde, l'arsenic avec l'antimoine dans leurs acides, etc. ; car l'isomorphisme implique ici d'une manière évidente, analogie de composition. Mais il y a des cas (1) où l'isomorphisme ne s'accorde guère avec la composition atomique généralement admise. Alors, de deux choses l'une : ou il faut nier l'isomorphisme, ce qui est impossible ; ou il faut, ce qui est plus sage, regarder la détermination des poids atomiques de certains corps, telle qu'on l'établit, comme fausse et entièrement à refaire. Voici quelques cas :

Le sulfure d'argent est isomorphe avec le protosulfure de cuivre ( $\text{Cu}^{\text{I}}\text{S}$ ). Car, d'après H. Rose, la formule chimique  $\text{R} \& \text{R}'' + \text{R}' \& \text{R}'''$  (R sulfure de cuivre, R' sulfure de fer et de zinc, R'' sulfure d'antimoine et d'arsenic) est la même pour le fahlerz argentifère, en substituant à R', Ag (sulfure d'argent), en d'autres termes, en prenant pour poids atomique de l'argent la moitié du poids atomique admis jusqu'ici,  $= \frac{13,5}{2}$ . Il est à remarquer que ce résultat est, en quelque sorte, confirmé par les expériences de Dulong, tendant à démontrer que les poids atomiques admis de l'argent, de l'or et du mercure sont de moitié trop grands (2). D'un autre côté, le sodium étant isomorphe avec l'argent (dans le sulfate de soude anhydre et le sulfate d'argent) et le sodium l'étant avec le potassium (dans le nitrate et l'alun (3)), il s'ensuit que le poids atomique du sodium et celui du potassium devront être, comme celui de l'argent, représentés par  $\frac{K}{2}, \frac{Na}{2}$ . Ce n'est pas tout : les nitrates de potasse et de soude sont isomorphes

(1) Clarke, *of a difficulty in isomorphism*. ( *Records of science* ; vol. III, p. 433.)

(2) M. Regnault, dans son beau travail sur la chaleur spécifique ( *Annales de chimie et de physique* ; janv. 1840 ) n'adopte également pour le poids atomique de l'argent que la moitié de celui établi par M. Berzélius.

(3) *London and Edinb. philosoph. Mag.* ; vol. IX, p. 26.

avec le carbonate de chaux dans l'arragonite, le carbonate de chaux l'est avec le carbonate de plomb ; de là l'azote est probablement isomorphe avec le carbone (1). De plus, le sulfate de soude ( $Na\ O, SO^3$ ) est isomorphe, non point, comme on pourrait le croire, avec le manganate ( $Ba\ O, MO^3$ ), mais avec le permanganate de baryte ( $Ba\ O, M^3\ O^7$  (2)). Enfin, on comprend qu'une fois engagé dans cette voie, on ne peut se défendre de douter de la réalité des idées généralement reçues touchant la constitution atomique des corps, et on est porté à s'écrier avec Clarke : *Partiality is unlike a law of nature !*

La classification des corps, d'après l'isomorphisme, présente elle-même de non moins grands embarras. Je ne citerai, entre autres, que le cas suivant. L'argent étant isomorphe avec le sodium, le faudra-t-il placer dans la famille des *Kaliacés*, à côté du potassium et de l'ammonium ? Mais, d'un autre côté, l'argent est isomorphe avec le cuivre, et celui-ci avec le zinc et le fer ; enfin ce dernier est isomorphe avec le manganèse et le chrome, de même que le manganèse l'est avec le soufre et le chrome avec le chlore. Quoi qu'il en soit, j'ai préféré placer l'argent à côté de l'or, avec lequel il est isomorphe d'après les belles recherches de G. Rose. D'ailleurs, d'autres analogies m'ont déterminé à ranger l'argent dans la famille des *auracés*. Les mêmes embarras se renouvellent dans beaucoup d'autres cas semblables.

On sera peut-être encore loin d'arriver à une classification parfaite des corps d'une science qui n'a pas encore cent ans de date. Bien que la botanique ait plusieurs siècles d'existence, combien d'efforts n'a-t-il pas fallu pour arriver à une classification des plantes par familles naturelles ! Et cette classification ne présente-t-elle pas encore aujourd'hui de

---

(1) Schaffgotsch dans *Annalen der Physik und Chemie* ; p. Poggendorf, 1839, pag. 335.

(2) *Observations on isomorphism by Phillips* ( *Philosophical Magazine* ; 1838, pag. 407 ).

nombreuses lacunes ? Les botanistes sont loin d'être d'accord entre eux, et l'on pourrait en quelque sorte leur appliquer le proverbe latin : *tot capita, tot sententiæ*, autant de têtes, autant d'opinions. Il est vrai qu'il y a, en botanique, des familles, comme celles des ombellifères, des solanées, des crucifères, sur lesquelles tout le monde est à peu près d'accord, et que les auteurs appellent *très-naturelles*, ce qui en fait aussitôt supposer d'autres moins naturelles. Mais la chimie ne manque pas non plus d'exemples de familles très-naturelles. Les familles telles que les *oxacés*, les *chloracés*, ne laissent rien à désirer. Les botanistes taxonomes sont aussi embarrassés pour classer, par exemple, les nymphéacées que le seront probablement les chimistes pour classer l'azote et l'hydrogène. Dans d'autres cas, il arrivera à la taxonomie chimique ce qui est arrivé à la taxonomie botanique. Des familles considérées comme peu naturelles sont divisées presque en autant de familles qu'il y a de genres. Les exemples de cette espèce sont très-fréquents en botanique. Qu'on songe seulement aux familles des géranées, des tropéolées, des balsaminées, des oxalidées, etc.

Or, s'il y a tant de divergence d'opinions pour la classification d'êtres aussi accessibles à nos sens que les végétaux, que sera-ce donc de la classification des corps élémentaires de la chimie ?

La classification la plus ancienne de la botanique, c'est celle qui divise les végétaux en *arbres* et en *herbes* (non-arbres). Eh bien ! la première classification en chimie devait, conformément à la marche naturelle de l'esprit humain, consister à diviser les corps élémentaires en *métaux* et en corps *non métalliques*. Placez un enfant, ou même un homme adulte, privé des notions exactes de botanique, placez-le, dis-je, au milieu d'une campagne fertile, et demandez-lui de grouper par ordres les plantes qui l'entourent. Comment s'y prendra-t-il ? Il commencera par mettre les arbres d'un côté et les herbes de l'autre. Vous aurez beaucoup de peine à lui faire

comprendre que les chétives herbes qu'il foule sous ses pieds ont, au fond, la même organisation que le tilleul dont les dimensions attirent ses regards. Vous aurez bien plus de peine encore à lui faire comprendre que l'arbre qu'il appelle acacia se place à côté du pois, et que ces deux plantes se trouvent comprises dans une même famille naturelle avec le genêt, le trèfle et le haricot. Cette remarque s'applique exactement à la chimie. On sera étonné de voir le phosphore à côté de l'arsenic et de l'antimoine, parce que ces deux derniers sont des métaux et que le phosphore ne l'est pas. L'aspect physique, les caractères qui frappent les regards du vulgaire, voilà le point de départ de toute classification, lorsqu'une science est encore à son berceau. Mais à mesure que la science grandit, l'aspect change. A des idées superficielles succèdent des idées puisées, autant que possible, dans la constitution moléculaire même de la matière dont s'occupe la science; et les caractères qui serviront alors de base à une méthode de classification véritable, ne frapperont plus autant les regards et ne porteront peut-être pas immédiatement la conviction dans l'esprit du vulgaire.

Dans les familles naturelles de la botanique, un arbre séculaire se trouve souvent placé à côté d'une plante annuelle. Le *Bombax ceiba* et l'*Adansonia baobab*, ces géants de la végétation, se groupent naturellement dans la même famille que la mauve et la guimauve. On conserve, en botanique, les noms d'arbres, d'arbrisseaux, d'herbes, parce que ces noms sont aussi anciens que les langues où ils se trouvent, et ils se trouvent dans toutes les langues mortes ou vivantes. De même, en chimie, on conservera encore longtemps les noms de *métal*, d'*alcali*, de *terre*, parce qu'ils ont été consacrés par un long usage; mais ils ne pourront jamais, pas plus que les arbres et les herbes en botanique, servir de base à une classification naturelle. De même qu'en botanique, les organes de la reproduction, fonction qui paraît être le but même de l'existence du végétal, servent principalement de

fondement à la taxonomie ; ainsi, en chimie, les propriétés chimiques et l'isomorphisme des corps devront désormais servir de règle à une classification naturelle.

Maintenant, *quelle est l'utilité d'une classification des corps élémentaires de la chimie en familles naturelles ?* Question capitale, à laquelle se réduisent, au fond, tous les efforts de la science. L'utilité d'une classification des corps élémentaires de la chimie est réelle, et on peut l'envisager sous un quadruple rapport :

1° Cette classification aidera puissamment la mémoire et facilitera, en conséquence, l'étude de la chimie. Ainsi, connaissant tel corps qui peut être considéré comme le type d'une famille, on connaîtra, en quelque sorte d'avance, les propriétés des autres corps de la même famille. La connaissance, par exemple, du soufre, fera presque deviner les caractères essentiels du sélénium et du tellure ; comme en botanique, la fleur de la giroflée rappelle les fleurs du chou, du rai-fort, de la moutarde, enfin de toutes les plantes comprises dans la famille des crucifères.

2° L'existence de tel corps donné peut faire conclure, avec beaucoup de probabilité, à l'existence des autres corps de la même famille, dans le même lieu ; de même qu'en botanique, la présence d'une labiée, par exemple, peut faire soupçonner dans le voisinage la présence d'autres plantes de la même famille. Ceci est peut-être plus généralement vrai pour la chimie que pour la botanique. L'isomorphisme joue un immense rôle dans la nature. Des corps susceptibles de se substituer les uns aux autres, sans changer la forme ni le type du composé, devront désormais attirer toute notre attention. Là où se rencontrent des chlorures, on pourra facilement rencontrer des iodures et des bromures. Le soufre accompagne fréquemment le sélénium. L'arséniate de chaux étant isomorphe avec le phosphate de chaux, faut-il s'étonner qu'on ait trouvé de l'arsenic dans les os humains, puisqu'on y trouve du phosphore ? On conçoit, d'après cela, de quelle haute

utilité doit être l'isomorphisme, que je regarde comme un des principaux guides dans la voie de la classification naturelle.

3° Les corps d'une même famille jouissant ordinairement de propriétés analogues, on pourra substituer beaucoup de ces corps les uns aux autres dans leurs usages. C'est ainsi que les iodures et les bromures peuvent, dans beaucoup de cas, être employés dans les mêmes circonstances que les chlorures. Les composés de sélénium pourront remplacer les composés de soufre. C'est par une raison analogue que les familles les plus naturelles en botanique jouissent de propriétés médicinales semblables, et que la différence porte, non pas sur la qualité, mais sur la quantité d'action. C'est ainsi que les malvacées sont mucilagineuses; les crucifères, antiscorbutiques; et les labiées, aromatiques et excitantes.

4° Enfin, la classification des corps par familles naturelles fait comprendre, pour ainsi dire, d'un coup d'œil non-seulement ce qui a été fait, mais ce qui reste encore à faire et à découvrir. Elle encourage l'esprit à la recherche pour combler les lacunes qui existent encore dans la science.

D'après ce que nous venons de dire, il ne sera plus permis de douter de l'utilité immense d'une classification des corps de la chimie par familles naturelles, et de sa supériorité incontestable sur toute autre méthode. Espérons que les chimistes réuniront tous leurs efforts pour perfectionner une classification si éminemment utile, qui n'est encore aujourd'hui, pour ainsi dire, qu'à l'état d'ébauche.

---



## PREMIÈRE FAMILLE.

OXACÉS (*oxacea* (1)).

Cette famille comprend l'*oxygène*, le *soufre*, le *sélénium* et le *tellure*(2). Ces corps *minéralisent* le plus grand nombre des métaux et se rencontrent dans tous les terrains. Le soufre, le sélénium et le tellure sont isomorphes : ils peuvent se substituer les uns aux autres sans changer le type ni la forme du composé. Ils existent souvent ensemble : la présence de l'un fait soupçonner la présence de l'autre.

L'*oxygène*, le *soufre*, le *sélénium* et le *tellure* donnent naissance à des composés qui présentent tous entre eux la plus grande analogie.

1° Un équivalent de chacun de ces quatre corps se combine avec un équivalent (2 volumes) d'hydrogène, pour former des composés généralement acides. Le composé d'*oxygène* et d'hydrogène (H O) lui-même semble jouer dans quelques cas le rôle d'un acide. Les autres composés (HS, HSe, HTe) sont tous des acides faibles et peu stables. Un volume d'*oxygène* (1 équivalent) se combine avec deux volumes (1 équivalent) d'hydrogène, pour donner naissance à deux volumes de vapeur d'eau ; de même qu'un volume (1 équivalent) de vapeur de soufre, ou de sélénium, ou de tellure, se combine avec deux volumes (1 équivalent) d'hydrogène, pour produire deux volumes d'acide sulfhydrique, ou d'acide sélénhydrique, ou d'acide tellurhydrique.

| Formules<br>en équivalents. | en volumes<br>(atomes). |                                       |
|-----------------------------|-------------------------|---------------------------------------|
| HO                          | H <sup>o</sup> O        | = 2 vol. de vapeur d'eau.             |
| HS                          | H <sup>o</sup> S        | = 2 vol. de gaz acide sulfhydrique.   |
| HSe                         | H <sup>o</sup> Se       | = 2 vol. de gaz acide sélénhydrique.  |
| HTe                         | H <sup>o</sup> Te       | = 2 vol. de gaz acide tellurhydrique. |

2° Les composés d'*oxygène* avec un métal (oxydes) correspondent généralement aux composés du soufre, du sélénium et du tellure avec ces mêmes métaux (sulfures, sélénures, tellurures). Il y a ordinairement

(1) *Oxacés*, scilicet corps, *corpora*.

(2) Nous n'attachons aucune importance aux caractères physiques. Bien que l'*oxygène* soit un gaz, il se comporte néanmoins, dans beaucoup de cas, comme le soufre. Le chlore est gazeux, le brome liquide et l'iode solide ; ce qui n'empêche pas que ces trois corps n'aient des propriétés chimiques analogues.

autant d'oxydes qu'il y a de sulfures et de sélénures, et leur composition est entièrement analogue.

3<sup>e</sup> Les composés d'oxygène acides se combinent avec les composés d'oxygène basiques, pour donner naissance à des composés complexes, cristallisables et à proportions déterminées (*oxysels* ou *sels* proprement dits). Il en est de même des composés de soufre acides (*sulfacides*) et des composés de soufre basiques (*sulfo-bases*, sulfures alcalins); les composés complexes qui en résultent sont appelés à tort sulfures doubles; ce sont des *sulfo-sels* (voy. pag. 13).

Le sélénium et le tellure sont, sous ce rapport, entièrement analogues au soufre.

4<sup>e</sup> Certains oxydes intermédiaires (composés de protoxyde et de sesquioxyde), comme ceux du fer, du cobalt et du nickel, jouissent de la propriété magnétique. Les sulfures intermédiaires, surtout ceux de fer, sont également magnétiques. L'analogie parle pour le sélénium et le tellure.

#### OXYGÈNE.

ÉTYMOLOGIE. Le nom d'*oxygène* vient de deux mots grecs: ὀξύς, aigu, acide, et γένεσις, qui n'existe que dans les mots composés, comme ἀλκυγένης, ὑδργένης, etc. (1).

SYNONYMES. *Oxygenium* (latin), *Sauerstoff* (allemand); *air vital* (Condorcet), *air pur*, *air de feu* (Scheele), *air déphlogistiqué* (Priestley).

*Propriétés physiques.* L'oxygène est un gaz incolore, inodore, insipide. Un litre de ce gaz, à la température de 0°, et à la pression de 0<sup>m</sup>,76, pèse 1<sup>g</sup>,4318. Sa densité est de 1,1026, celle de l'air étant prise pour unité. Une forte pression (100 atmosphères) et un abaissement de température considérable

---

(1) γίγνομαι ou γίνεμαι (je nais, je deviens) n'a jamais eu, dans aucun des dialectes grecs, la signification transitive de γένεσις, j'engendre, comme on le répète à tort dans tous les traités de chimie. De plus, le nom composé ὀξυγένης (*oxygène*) signifie en grec, non point *générateur d'acide*, comme le prétendent les chimistes dans leur ignorance de la langue grecque. ὀξυγένης signifie *acidement né*, de *naissance acide*, comme ὑδργένης, de formation semblable, signifie *bien né*. *Oxygène*, c'est-à-dire *acidement né*, est donc un nom absurde. Ce serait plutôt *oxygénète* (ὀξυγενήτης) ou *oxygone* (ὀξυγονός), qui voudrait dire *générateur d'acide*. Des erreurs de ce genre, et d'autres plus grossières encore, se rencontrent à chaque page dans les ouvrages de science, dont la terminologie a été faite avec des noms tirés d'une langue dont malheureusement les savants ignorent quelquefois jusqu'aux plus simples éléments.

(—60.) ne l'amènent point à l'état liquide, ni, à plus forte raison, à l'état solide. Comprimé dans le briquet pneumatique, il dégage de la lumière qui, d'après M. Thénard, serait due à un peu de vapeur huileuse provenant de la matière grasse dont le piston du briquet est imprégné. L'oxygène réfracte faiblement la lumière. Son pouvoir réfringent est de 0,924, celui de l'air étant 1 (Dulong). Soumis à l'action de l'électricité, il se rend au pôle électro-positif de la pile; il est donc électro-négatif de sa nature. La chaleur ne fait que le dilater. Sa solubilité dans l'eau n'est pas très-grande; elle est de 0,042; c'est-à-dire que 100 volumes d'eau dissolvent un peu plus de 4 volumes de ce gaz.

*Propriétés chimiques.* L'oxygène est susceptible de se combiner avec tous les corps simples connus. Beaucoup de ses composés sont éminemment stables et résistent à une température élevée. Les alcalis (potasse, soude, lithine, chaux, baryte, strontiane), les terres (alumine, magnésie, glucyne, zyrcone) et la plupart des bases (oxydes) métalliques sont dans ce cas. Combiné avec le carbone, l'hydrogène, l'azote, et, dans quelques cas, avec le soufre et le phosphore, l'oxygène constitue presque tous les corps du règne végétal et du règne animal. La combustion de l'oxygène avec un autre corps peut se faire par voie *directe* ou par voie *indirecte*. Ainsi, l'oxygène se combine directement, au moyen de la chaleur, avec le carbone, pour donner naissance à de l'acide carbonique ou à de l'oxyde de carbone; avec l'hydrogène, pour former de l'eau; avec le fer, le plomb, le cuivre, le zinc et beaucoup d'autres métaux, pour donner naissance à des oxydes. L'oxygène se combine indirectement avec le chlore, le brome, l'iode, l'azote, etc., pour donner naissance à des composés acides ou neutres.

*Caractères distinctifs.* Une allumette éteinte et présentant un point en ignition se rallume avec un certain bruit quand on la plonge dans une cloche remplie d'oxygène. Un fil de fer brûle dans l'oxygène en jetant de vives étincelles. La tem-

pérature qui se produit est si élevée, que l'oxyde de fer, en fondant, pénètre profondément sous la substance du verre. Le phosphore y brûle avec un éclat que l'œil peut à peine supporter. Le soufre y brûle avec une flamme beaucoup plus pâle.

Le protoxyde d'azote (gaz hilarant) possède également la propriété de rallumer les corps en ignition. Mais ce dernier asphyxie, tandis que l'oxygène entretient la respiration. Mêlé avec l'hydrogène dans les proportions convenables (pourvu que la proportion ne dépasse pas 1 à 9), l'oxygène forme un mélange explosif, c'est-à-dire un mélange gazeux, qui, au moyen de la chaleur ou de l'électricité, disparaît avec une violente détonation, en donnant naissance à de l'eau. Les carbures d'hydrogène, les vapeurs d'huiles essentielles, d'éthers, etc., mêlées avec de l'oxygène, forment également des mélanges explosifs, à cause de l'hydrogène qui s'y trouve. Enfin, de tous les gaz, l'oxygène est le seul qui, à l'état de pureté, puisse être respiré sans danger pour la vie, et qui soit destiné à entretenir la respiration.

L'oxygène a été pris pour unité dans l'évaluation des équivalents ou des poids atomiques (*Voy. Équivalents*).

*État.* On rencontre l'oxygène à l'état de liberté ou de mélange, et à l'état de combinaison.

Dans le premier état, il existe dans l'air, où il est congénère de l'azote (21 vol. d'oxyg. + 79 vol. d'azote sur 100 vol. d'air).

Les végétaux fournissent une grande quantité d'oxygène, en décomposant, sous l'influence de la lumière, le gaz acide carbonique. L'air dissous dans l'eau est plus riche en oxygène que l'air atmosphérique.

A l'état de combinaison, l'oxygène se trouve le plus universellement répandu. Presque tous les corps qui frappent nos regards, en contiennent. L'eau est une combinaison d'oxygène et d'hydrogène. Les oxydes des métaux (rouille, chaux des métaux) sont des combinaisons d'oxygène avec un métal. Les acides du phosphore, du soufre, du carbone, contiennent de

l'oxygène en différentes proportions. Enfin, toutes les substances végétales et animales contiennent de l'oxygène à l'état de combinaison.

*Préparation.* L'oxygène se prépare le plus communément par *voie sèche*, c'est-à-dire par l'application de la chaleur à un corps riche en oxygène, et qui cède ce gaz en peu de temps et à peu de frais. Les corps suivants sont les plus propres à l'extraction de l'oxygène :

1° *Chlorate de potasse.* Ce sel contient presque le tiers de son poids d'oxygène. Pour retirer l'oxygène du chlorate de potasse, il suffit de chauffer ce sel dans une cornue de verre. Vers 300° environ, le chlorate de potasse entre en fusion; vers 350, il présente une effervescence notable; des bulles nombreuses se soulèvent et se dégagent; c'est alors que la décomposition du chlorate de potasse a lieu, et que l'on peut recueillir l'oxygène au moyen d'un tube de verre recourbé, dont une extrémité s'adapte exactement à la cornue, tandis que l'autre extrémité se rend sous une cloche ou éprouvette remplie d'eau ou de mercure, placée elle-même sur une cuve d'eau ou de mercure. Il reste dans la cornue un mélange de perchlorate de potasse et de chlorure de potassium. Pour retirer l'oxygène du perchlorate, il faut élever la température jusqu'à 500° au moins, car l'acide perchlorique ( $\text{Cl O}_7$ ) est bien plus stable que l'acide chlorique ( $\text{Cl O}_5$ ), qui, sous l'influence de la chaleur, se décompose partiellement en chlore et en acide perchlorique ( $\text{Cl O}_7$ ). En chauffant davantage (500°), non-seulement tout l'oxygène de l'acide perchlorique lui-même se dégage, mais encore tout l'oxygène de la potasse, de sorte qu'il ne reste plus dans la cornue de chlorure que du potassium ( $\text{K Cl}$ ).

2° *Peroxyde de manganèse* ( $\text{Mn O}_2$ ). Ce corps est noir, pulvérulent, et semblable à du noir de fumée; il se compose de deux équivalents d'oxygène ( $\text{O}$ ) et d'un équivalent de manganèse ( $\text{Mn}$ ). En le chauffant dans une cornue de grès, à laquelle s'adapte un tube recourbé, comme dans l'expérience précé-

dente, on obtient de l'oxygène, qui se dégage dans l'éprouvette, et il reste dans la cornue un composé de deux équivalents de protoxyde, et d'un équivalent de peroxyde de manganèse ( $2\text{MnO} + \text{MnO}^2$ ) (1). Le manganèse ne cède donc point, par la chaleur seule, tout son oxygène, puisque tout le peroxyde n'est pas même ramené à l'état de protoxyde.

3° *Peroxyde de manganèse* ( $\text{MnO}^2$ ) mêlé avec moitié de son poids d'acide sulfurique concentré. On chauffe le tout dans une cornue de grès ou de verre lutée et placée sur un simple fourneau ou sur un fourneau à réverbère. Par ce procédé, en maintenant la température à un degré convenable, tout le peroxyde ( $\text{MnO}^2$ ) est ramené à l'état de protoxyde de manganèse ( $\text{MnO}$ ), et il reste dans la cornue du sulfate de manganèse ( $\text{MnO} + \text{SO}^3$ ).

4° *Le peroxyde rouge de mercure* laisse, à  $450^\circ$ , dégager tout l'oxygène qu'il contient.

5° *Le minium, le nitrate de potasse, etc.*, donnent également de l'oxygène sous l'influence de la chaleur; mais cet oxygène est impur.

6° Des plantes fraîches et vivantes, placées dans une atmosphère d'acide carbonique, sous une éprouvette, et exposées à la lumière du soleil, fournissent de l'oxygène, pourvu que l'expérience ne se fasse pas sur du mercure.

*Usages.* L'oxygène est le seul gaz qui entretienne la respiration des animaux. Il entretient de même la combustion (2); car c'est lui qui fait que la bougie brûle, et que le bois de la cheminée nous donne la flamme qui nous chauffe. L'oxygène joue un des rôles les plus importants dans les phénomènes chimi-

(1) Le composé de  $2\text{MnO}$ ,  $\text{MnO}_2$ , existe dans la nature sous le nom de *Hausmannite*.

(2) L'oxygène n'est pas le seul gaz qui entretienne la combustion; car beaucoup de métaux (antimoine, cuivre, zinc, etc.) sont combustibles dans le chlore, avec flamme.

ques qui se passent, soit en petit dans nos laboratoires, soit en grand à la surface et dans l'intérieur même du globe.

*Historique.* L'oxygène fut découvert en 1774, presque simultanément par Lavoisier, en France, Scheele, en Suède, et Priestley, en Angleterre.

### *Eau.*

SYNONYMES. *Protoxyde d'hydrogène; Wasser* (allemand).

*Propriétés physiques.* L'eau peut exister à l'état solide, liquide et gazeux. A l'état solide, elle existe dans toutes les latitudes, sur les montagnes élevées, sous forme de glace et de neige éternelles. Dans cet état elle est ordinairement amorphe, sans forme cristalline bien déterminée; quelquefois pourtant elle cristallise en petits prismes triangulaires (flocons de neige) affectant une disposition stellaire. L'eau, en passant de l'état liquide à l'état solide, présente une singulière exception à la loi générale suivant laquelle les corps acquièrent leur plus grande densité à mesure qu'ils passent à l'état solide. L'eau, en devenant solide (glace), loin de se resserrer, se dilate de près d'un dixième de son volume; car la densité de la glace est de 0,914, l'eau (liquide) à 4° étant prise pour unité. L'eau a son maximum de densité à 4°,7 de température du thermomètre centigrade. On conçoit donc aisément que la glace doit, comme une espèce de crème, surnager sur l'eau. On trouve quelquefois de la glace au fond des rivières rapides, ce qui paraît au premier abord en contradiction avec ce que nous venons de dire; mais ce fait s'explique, quand on songe que la glace étant spongieuse, s'imbibe d'eau comme une éponge, et finit par faire plongeon, entraînée qu'elle est par le courant rapide de l'eau. L'eau brise les vases dans lesquels elle se congèle. Cet effet, dû à l'augmentation du volume, est énorme; il a été évalué à une force de plus de 1000 atmosphères. Lorsque l'eau, qui s'infiltre dans les fissures des rochers, vient à se congeler, elle fend quelquefois des masses énormes de pierre en plusieurs éclats, et le proverbe *il gèle à pierre fendre* exprime un fait physique réel. La température des

couches les plus profondes de l'eau se maintient toujours à  $4^{\circ}$ , quelle que soit la température des couches supérieures. Pour les eaux de la mer, cependant, la température des différentes couches paraît ne pas être tout à fait la même que dans les eaux douces, ce qu'il faut attribuer aux différents sels que les eaux de la mer tiennent en dissolution.

L'eau se dilate irrégulièrement à partir de  $4^{\circ}$  jusqu'à  $100^{\circ}$ , température à laquelle l'eau se réduit en vapeur. Cette vapeur, invisible dans une température de  $100^{\circ}$ , se condense et devient visible au-dessous de cette température. A  $100^{\circ}$ , l'eau occupe un volume 1698 fois plus grand qu'à la température de  $4^{\circ}$ .

*Détermination de la densité de l'eau et de la vapeur d'eau (1).* On remplit entièrement d'eau un petit matras d'un poids et d'une capacité connus, à col allongé et très-étroit. On place ensuite ce matras dans un bain d'huile ou d'acide sulfurique étendu d'eau, dont on porte la température à  $115^{\circ}$  environ. L'excès de vapeur sort du vase, et quand il n'en sort plus, on ferme l'extrémité du col au chalumeau; on trouve ainsi qu'il pèse 0,620, le même matras plein d'air à la température de  $0^{\circ}$  et à la pression de  $0^{\text{m}},76$  pesant 1.

Tous les liquides, et même la glace, donnent des vapeurs à  $20^{\circ}$ . La force élastique de la vapeur augmente en raison directe de la température, ce qui a permis de dresser des tables dans lesquelles on indique la force élastique correspondant à chaque degré de température (Dalton, Dulong). Ainsi, à la température de  $15^{\circ}$ , la force élastique de la vapeur d'eau est de  $0^{\text{m}},66$ . A  $100^{\circ}$  cette force est un peu supérieure à  $0^{\text{m}},76$ ; c'est-à-dire qu'elle dépasse un peu celle de la pression atmosphérique ordinaire. L'eau bout à  $100^{\circ}$ , c'est-à-dire au moment où la vapeur qu'elle forme, a une force élastique capable de faire (un peu au delà) équilibre au poids de l'atmosphère. On comprend aisément

---

(1) Le procédé que nous allons indiquer, est applicable à la détermination de la densité des gaz ou des vapeurs en général.



ment que la pression de l'atmosphère venant à diminuer, l'eau pourra bouillir au-dessous de 100°. En effet, l'eau bout à des degrés différents dans des localités de hauteurs différentes. La présence de certains sels et d'autres substances étrangères dans l'eau, peut retarder d'un et même de plusieurs degrés le point d'ébullition. L'eau est très-peu compressible ; sa compressibilité est, suivant Oersted, d'un 45 millionième à 10° et à 0°, 76.

L'eau commune n'est jamais pure. Indépendamment de l'air, elle tient en dissolution une quantité plus ou moins considérable de sels, tels que des sulfates de chaux, de soude, de potasse, de magnésie ; des chlorures de sodium, de potassium, de magnésium ; des bi-carbonates de chaux, de magnésie, de fer, etc. Les eaux de la mer, qui sont le plus chargées de sels, contiennent en outre différents bromures et iodures. Lorsque l'un de ces sels, ou tout autre corps, prédomine plus spécialement, l'eau est appelée minérale ; si c'est un sel de fer qui prédomine, l'eau est appelée *ferrugineuse* ; si c'est un sulfure alcalin, c'est une *eau sulfureuse* ; si c'est de l'acide carbonique, c'est une *eau gazeuse*, etc.

Pour purifier l'eau, il faut lui faire subir certaines opérations. Comme l'eau se réduit facilement en vapeur, et que la plupart des substances dissoutes dans l'eau sont fixes ou non décomposables à la température de l'ébullition, la chaleur qu'on lui applique est un excellent moyen de purification. La vapeur n'est autre chose que de l'eau sensiblement pure, à part quelques produits ammoniacaux et volatils qu'elle peut entraîner et dont il est souvent difficile de la débarrasser. On condense la vapeur en la faisant passer par un tube qu'on rafraîchit par un filet d'eau, ou en la faisant arriver dans un récipient froid ; cette opération s'appelle distillation, et l'eau ainsi obtenue, *eau distillée*. L'eau la plus pure, après l'eau distillée, est l'eau de pluie, qu'on peut recueillir directement dans des vases exposés à la pluie ; cependant cette eau, comme l'eau ordinaire, est très-aérée, tandis que l'eau distil-

lée est privée d'air. Mais l'eau de pluie renferme, outre l'air, des matières organiques suspendues dans l'air et que la pluie entraîne en tombant. Suivant Liebig, la pluie d'orage contient un peu d'acide azotique, formé probablement par l'action de la foudre, qui amène la combinaison d'une certaine quantité d'azote avec de l'oxygène d'air; cet acide n'y existerait pas à l'état de liberté, mais combiné avec de la chaux ou de l'ammoniaque.

L'eau contenant de l'air est moins compressible que l'eau privée d'air, ce qui ne prouve pas, contrairement à l'opinion de Erdmann, que l'air est chimiquement combiné avec l'eau.

*Propriétés chimiques.* L'eau dissout un grand nombre d'acides, de bases et de sels. Quelques-unes de ces dissolutions, à quelque température qu'on les soumette, ne cèdent pas la totalité de l'eau. C'est ordinairement un équivalent (Ho) qui résiste et qui paraît alors former une véritable combinaison chimique (*hydrate*). Avec un acide, cet équivalent d'eau paraît jouer le rôle d'une base. C'est ainsi que l'acide sulfurique ordinaire le plus concentré contient toujours un équivalent d'eau ( $\text{SO}^3$ , HO), qui ne peut être chassé que par un équivalent de base dans laquelle la quantité d'oxygène correspond exactement à celle de l'oxygène de l'eau. Avec une base, au contraire, cet équivalent d'eau paraît faire fonction d'acide. Ainsi, la potasse la plus concentrée possible contient toujours un équivalent d'eau (KO, HO), qui ne peut être expulsé que par la combinaison de la potasse avec un acide. Certains corps se décomposent dès qu'on leur enlève toute l'eau qu'ils renferment; c'est ainsi qu'en déshydratant les acides azotique, chlorique, oxalique, on les décompose en même temps. L'eau qui maintient ainsi les éléments d'un composé, a été appelée *eau de combinaison* ou *de constitution*, pour la distinguer de l'*eau de cristallisation*, c'est-à-dire de l'eau nécessaire à certains corps composés pour revêtir des formes géométriques. Dans les cristaux d'oxysels, l'oxygène de cette eau est ordinairement un multiple ou un sous-multiple

de l'oxygène de la base ou de l'oxygène de l'acide. Ainsi, dans les beaux cristaux couleur émeraude, du sulfate double de potasse et de nickel (espèce d'alun), l'oxygène de l'eau de ces cristaux est le sextuple de l'oxygène du fer et du nickel réunis. L'eau de cristallisation est quelquefois si faiblement combinée, qu'elle s'en va à la température ordinaire, et que les cristaux se réduisent en une sorte de poussière amorphe (*sels efflorescents*); les cristaux des sels de soude sont dans ce cas. L'eau de cristallisation ne paraît pas être combinée chimiquement; car, par l'action de la chaleur, les cristaux décrépitent en laissant dégager l'eau mécaniquement interposée dans leurs lamelles. À une chaleur plus forte, beaucoup de sels éprouvent la fusion aqueuse, c'est-à-dire qu'ils fondent dans leur eau de cristallisation.

Enfin l'eau offre le grand avantage de dissoudre un certain nombre de corps sans altérer sensiblement leurs propriétés physiques. Les propriétés chimiques elles-mêmes, loin de perdre dans une dissolution aqueuse, semblent plutôt gagner en intensité; et l'ancien axiome : *Corpora non agunt nisi sint soluta*, se justifie par de nombreuses applications. L'eau dissout très-peu de corps simples; elle dissout, au contraire, une infinité de corps composés; elle les dissout généralement mieux à chaud qu'à froid. Pour quelques sels, la solubilité est exactement proportionnelle à la température de l'eau, de telle manière qu'en représentant la température et la solubilité par des coordonnées d'une courbe, on pourrait dire que la solubilité de ces corps est représentée par une ligne droite. Dans d'autres cas, la solubilité va en augmentant jusqu'à 60 à 80°, température à laquelle a lieu le maximum; puis, à mesure que la température s'élève, la solubilité diminue plus ou moins régulièrement. Certains corps, très-peu nombreux, sont plus solubles à froid qu'à chaud. La chaux, la magnésie, le sulfate de manganèse sont dans ce cas. D'autres corps, au lieu de se dissoudre, décomposent l'eau. C'est pourquoi le potassium et le sodium sont conservés dans l'huile de naphte.

D'autres corps, enfin, étant dissous ou simplement plongés dans l'eau, deviennent plus propres à absorber l'oxygène de l'air. Les acides sulfureux et iodhydrique, le fer, le zinc, le cuivre; sont dans ce cas. Le plomb, par une exception singulière, ne s'oxyde et ne se carbonate que dans l'eau distillée.

*Composition.* Pour connaître rigoureusement la composition d'un corps, il faut qu'on puisse ajouter à l'analyse sa contre-épreuve, c'est-à-dire la synthèse.

*Synthèse.* Quand on enflamme de l'hydrogène dans un tube, au contact de l'air, il se produit de la vapeur d'eau qui se condense à la partie supérieure de ce tube. Cette expérience n'est pas encore concluante, puisqu'il y a dans l'air, indépendamment de l'oxygène, de l'azote et de l'acide carbonique. — Quand on enflamme directement un mélange d'hydrogène et d'oxygène, il se produit encore de l'eau. Au moyen de l'eudiomètre, on détermine le rapport exact des volumes de ces gaz nécessaires pour former de l'eau. On trouve ainsi qu'il faut 2 volumes d'hydrogène pour 1 volume d'oxygène (voy. *Air*).

*Analyse.* Lorsqu'on fait passer de l'eau en vapeur par un tube incandescent renfermant une quantité déterminée de fer (1), on obtient de l'hydrogène, dont la quantité représente exactement le volume nécessaire pour former de l'eau avec l'oxygène absorbé par le fer. On trouve ainsi que l'oxygène est la moitié du volume de l'hydrogène, dans le composé qui constitue l'eau. De là, la formule du composé, exprimée en volume, =  $H^2O$ , et en poids (équivalents) =  $H O = 2$  volumes de vapeur d'eau. Car,

0,06885 (poids d'un vol. l'hydrogène)

0,06885 (répété)

1,10260 (poids d'un vol. l'oxygène)

1,24030 = (poids de 2 vol. de vapeur d'eau).

D'où  $\frac{1,24030}{2} = 0,62015$  pour la densité de la vapeur d'eau, la

---

(1) Comme l'action a lieu à la surface du fer, on la rend plus vive en augmentant la surface du fer; c'est pour cela qu'on prend ordinairement du fil de fer.

différence entre cette densité théorique et la densité vraie est assez petite pour qu'on puisse l'attribuer à des erreurs d'observations.

Pour connaître la quantité d'hydrogène contenue dans 100 parties d'eau, on n'a qu'à établir, d'après les données précédentes, la proportion suivante :

$$1,2403 : 0,1377 \text{ (poids de 2 vol. d'hydrogène)} :: 100 : x \\ x = 11,102 \text{ (hydrogène).}$$

Pour connaître la quantité d'oxygène, on a :

$$1,2403 : 1,1026 :: 100 : x \\ x = 88,892 \text{ (oxygène).}$$

Donc, dans 100 p. d'eau, il y a :

$$\begin{array}{r} \text{H} = 11,102 \\ \text{O} = 88,898 \\ \hline 100,000 \end{array}$$

Et prenant l'oxygène pour terme de comparaison ou pour unité, on a :

$$88,898 : 11,102 :: 1 : x = 0,1248 \text{ (hydrogène).}$$

Si l'oxygène est exprimé par 100, l'hydrogène le sera par 12,48.

### *Binoxyde d'hydrogène.*

SYNONYMES. *Bioxyde ou binoxyde d'hydrogène, peroxyde d'hydrogène, eau oxygénée.*

*Propriétés physiques.* Le bioxyde d'hydrogène est liquide, incolore, inodore et d'une densité de 1,450 à  $-36^{\circ}$ . Il blanchit la langue, en y produisant des picotements très-vifs, sans pourtant détruire l'épiderme. Il coule dans l'eau comme du sirop et s'y dissout aisément. On ne connaît pas son point d'ébullition, à cause de son défaut de stabilité et de la facilité avec laquelle il se décompose à une température inférieure à celle de l'ébullition. Cependant, on pourrait parvenir à déterminer le point d'ébullition du binoxyde d'hydrogène, en connaissant la tension de sa vapeur à une température basse. Le binoxyde d'hydrogène ne dégage pas d'oxygène sous le vide

de la machine pneumatique. Soumis à l'action de la chaleur, il se décompose et donne 473 fois son volume d'oxygène.

*Propriétés chimiques.* Le bioxyde d'hydrogène est un composé peu stable. Il décolore le curcuma, et détruit, en général, à la longue, les teintures végétales. La propriété la plus remarquable du binoxyde d'hydrogène est de se décomposer au contact d'une foule de substances solides. Cette décomposition est ordinairement brusque et quelquefois accompagnée de chaleur et de lumière. L'argent, l'or, le platine, l'osmium, le charbon, etc., décomposent l'eau oxygénée, sans que ces corps éprouvent aucune altération. Certains oxydes, comme les oxydes de plomb et d'argent, se réduisent (c'est-à-dire abandonnent leur oxygène pour passer à l'état métallique) au contact de l'eau oxygénée, qui elle-même se décompose en eau et en oxygène. L'action a souvent lieu avec explosion. Le peroxyde de manganèse ne se réduit pas par le contact de l'eau oxygénée; mais l'action est très-vive, et il se produit une chaleur considérable. Avec l'oxyde d'argent, l'action est instantanée, le métal se réduit sur-le-champ, avec production de chaleur. D'après les idées généralement reçues, il devrait, dans cette expérience, y avoir production de froid; car l'oxygène, de solide qu'il était dans sa combinaison avec le métal, redevient gazeux. Ces faits sont curieux et non expliqués. Ce sont des phénomènes de ce genre que M. Gay-Lussac appelle *actions de présence*, et M. Berzélius, phénomènes *catalytiques*. Certains oxydes se suroxydent par le contact de l'eau oxygénée. C'est ainsi que M. Thénard est parvenu à découvrir une série de peroxydes, qu'on ne peut produire autrement que par le moyen du binoxyde d'hydrogène. Les dissolutions de chaux, de strontiane et de baryte donnent avec l'eau oxygénée un précipité de peroxyde de calcium, de strontium, de baryum; car ces peroxydes sont moins solubles que leurs protoxydes. Le contact de certaines substances organiques détermine également la décomposition du binoxyde d'hydrogène. Ainsi, la fibrine le décompose, sans

s'altérer, avec dégagement d'oxygène, tandis que l'albumine, qui a tant d'analogie avec la fibrine, que certains chimistes les ont considérées comme une seule et même substance, ne décompose point l'eau oxygénée.

Le peroxyde d'hydrogène ressemble au persulfure d'hydrogène. Comme ce dernier, on ne le conserve bien que dans une liqueur acidulée; car les acides le rendent plus stable. Les bases, au contraire, nuisent à sa stabilité.

*Composition.*  $\text{HO}^2$  (équivalents) ou  $\text{H}^2\text{O}^1$  (atomes).

*Préparation.* Lorsqu'on traite le binoxyde de baryum par l'acide chlorhydrique ou par un acide quelconque, tout se dissout, rien ne se dégage, et le sel qui se produit a toutes les propriétés d'un sel de baryte. Que s'est-il donc passé? Qu'est devenu l'oxygène? Tout préoccupé de ce phénomène, M. Thénard avait d'abord pensé que, dans ce cas, les acides se sur-oxygénaient, et il avait établi, en conséquence, une série d'*acides suroxygénés*. Quelque temps après, l'illustre chimiste reconnut que ces acides n'existaient pas, et que l'oxygène du binoxyde de baryum était entré en combinaison avec l'eau; ce fut là l'origine de la découverte de l'eau oxygénée. Comme le peroxyde d'hydrogène est peu stable et que son existence est, pour ainsi dire, éphémère, il faut beaucoup de précautions et une longue série d'opérations pour parvenir à l'obtenir en quantité un peu notable. A cet effet, on broye le binoxyde de baryum (obtenu en chauffant la baryte avec de l'oxygène, au rouge obscur) avec de l'eau dans un mortier d'agate ou de verre; ensuite, on y verse goutte par goutte de l'acide chlorhydrique faible; il se forme du chlorure de baryum soluble et de l'eau combinée avec une certaine quantité d'oxygène. En versant dans la liqueur de l'acide sulfurique, on enlève la baryte à l'état de sulfate insoluble, et en y versant du nitrate d'argent, on enlève le chlore à l'état de chlorure d'argent également insoluble. Dès lors, la liqueur ne contient plus que de l'eau oxygénée faible. On recommence ainsi l'opération un certain nombre de fois. Enfin, on concentre l'eau oxygénée

dans le vide, en lui faisant perdre une certaine quantité d'eau à l'état de vapeur, et on la conserve en y ajoutant quelques gouttes d'acide chlorhydrique ou fluorhydrique.

*Usages.* On peut se servir de l'eau oxygénée pour restaurer et blanchir les peintures à l'huile, puisqu'il ramène à l'état de sulfate blanc le sulfure noir de plomb, provenant du carbonate dont le peintre s'était servi comme de couleur blanche.

*Historique.* Le binoxyde d'hydrogène a été découvert par M. Thénard en 1818.

### *Oxydes (oxyures).*

L'eau, mise en contact avec certains corps simples, donne, en se décomposant, naissance à des *oxydes*, comme l'acide sulfhydrique donne naissance à des sulfures. L'action a lieu à froid avec le potassium, le sodium, le lithium, le baryum, le strontium et le calcium. Elle a lieu à la température de l'ébullition, avec le magnésium, l'aluminium, l'yttrium et l'arsenic. Enfin, l'action a lieu à la chaleur rouge, avec le zinc, le fer, l'étain, le cobalt, le nickel. C'est sur l'action oxygénante de l'eau, à différentes températures, que M. Thénard a en partie fondé sa classification ingénieuse des métaux. L'eau oxygénée produit à froid un grand nombre de peroxydes. L'air, comme l'eau, oxyde presque tous les métaux, soit à froid, soit à chaud. Les combinaisons de l'oxygène avec un autre corps (*oxyures*) peuvent être ou *acides*, ou *basiques*, ou *indifférentes*. C'est à tort qu'on a dit que toute base est un oxyde et que tout sel est la combinaison d'un acide (oxacide) avec une base (oxybase); car le soufre, le chlore, le brome, etc., ont, sous ce rapport, la même propriété que l'oxygène (*Voy.* pag. 12); ils forment des composés, soit acides, soit basiques, soit indifférents. Tous les sulfures ne sont pas des sulfures indifférents; il y en a qui jouent le rôle d'acide (*sulfacides*) vis-à-vis d'autres sulfures qui jouent le rôle de base (*sulfobases*), et c'est de leur combinaison que résultent des *sulfosels* (sulfures doubles).



*Plus la quantité d'oxygène augmente dans un oxyde basique, plus celui-ci tend à devenir acide.* Exemples : Le protoxyde de manganèse, en devenant peroxyde, perd sa propriété de base ; et en se combinant avec une plus forte proportion d'oxygène, il donne naissance à des acides (acides manganique et permanganique). Les oxydes d'antimoine, de chrome, d'urane, d'étain, sont dans le même cas. Les oxydes les plus oxygénés sont presque toujours acides, tandis que les moins oxygénés sont généralement basiques. Ce que nous disons de l'oxygène est également applicable au soufre, au sélénium, au chlore, etc.

Il est impossible de donner des caractères bien généraux sur les oxydes. Les alcalis, qu'on croyait autrefois des corps simples, sont des oxydes très-solubles ; les oxydes métalliques, que les anciens appelaient *chaux*, sont solides et généralement insolubles dans l'eau ; aussi les obtient-on en grande partie par voie de précipitation. (Voy. *bases, alcalis.*)

#### SOUFRE.

SYNONYMES. *Sulphur* (lat.), *Schwefel* (allemand).

*Propriétés physiques.* Le soufre est un corps solide, d'un jaune citrin, insoluble dans l'eau et sans saveur (1). Il acquiert cependant, par le frottement, une légère odeur, en même temps qu'il attire, comme la résine, les corps légers (2). Il conduit mal le calorique et l'électricité. La chaleur de la main suffit pour briser un canon de soufre avec bruit, ce qui tient au défaut de conductibilité du calorique. Il fond à 108° de température (à 117° suivant M. Gay-Lussac). Vers 250° à 300°, il devient de plus en plus pâteux, ne peut plus couler, et en même temps devient d'un brun foncé. Si, dans cet état, on le refroidit brusquement, il reste long-

(1) Les corps insolubles dans l'eau sont aussi insolubles dans la salive, et conséquemment sans saveur.

(2) On peut tirer des étincelles électriques d'un bâton de soufre préalablement frotté avec un morceau d'étoffe de laine ou de soie.

temps mou, élastique et susceptible de se réduire en fils très-minces, et de recevoir l'empreinte de médailles. Vers 420°, il entre en ébullition et se réduit en vapeurs d'un jaune foncé, qui se condensent sur des corps froids sous forme de poussière (fleur de soufre). Il devient au contraire cassant, si on le refroidit brusquement lorsqu'il est à peine entré en fusion et qu'il n'a pas encore changé de couleur; fondu et refroidi lentement, il cristallise en petits prismes rhomboïdaux très-allongés. Dans toutes ces circonstances, le soufre reste chimiquement le même corps, et sa coloration dépend d'un arrangement particulier des molécules, produit par l'application de la température à des degrés différents. Le soufre présente un exemple frappant de dimorphie en ce qu'il peut cristalliser en octaèdres à triangles scalènes et en prismes rhomboïdaux. La densité du soufre est 1,99. Celle de sa vapeur est 6,653, la densité de l'air étant 1. Le soufre devient, comme les résines, électro-négatif par le frottement.

*Propriétés chimiques.* Projeté sur le feu, le soufre répand une odeur *sui generis*. L'odeur qui se produit est celle de l'acide sulfureux, auquel le soufre donne naissance en brûlant au contact de l'air ou de l'oxygène. Il se combine directement avec un très-grand nombre de corps, surtout avec les métaux, et, sous ce rapport, il a beaucoup d'analogie avec l'oxygène. Avec l'hydrogène, il forme l'acide sulfhydrique, et avec les métaux, des sulfures correspondant aux oxydes métalliques.

*État.* Le soufre se rencontre à l'état de liberté (état natif) aux environs des volcans, autour de l'Etna, du Vésuve, autour des volcans brûlés des Andes, dans l'Amérique méridionale. Il constitue alors des dépôts considérables, produits de la vaporisation, qu'on désigne sous le nom de solfatares (terres de soufre). Il existe dans le blanc d'œuf, et, d'après l'analyse de M. Muldner, dans l'albumine et la fibrine du sang (*protéine*). On le rencontre, à l'état de combinaison, dans les sulfures et dans les sulfates. Les sulfures de fer, de cuivre, de plomb, de zinc, d'antimoine, de mercure; puis les sulfates

de chaux, de strontiane, de baryte, de potasse, de soude, de magnésie, sont les composés de soufre les plus répandus.

*Préparation.* On retire le soufre le plus ordinairement du persulfure de fer et de cuivre (pyrite). A cet effet, on place la pyrite dans des chaudières en fonte, sous lesquelles on allume du feu. Par l'action de la chaleur, le persulfure se réduit à l'état de monosulfure, et l'excédant du soufre se vaporise. On conduit les vapeurs de soufre, au moyen de tuyaux convenablement adaptés, dans une chambre de plomb, dont le plancher est incliné, et au fond duquel se trouvent des moules cylindriques, dans lesquels le soufre se condense (*soufre en canon*). Mais, pour que le soufre passe, dans la chambre de plomb, à l'état liquide, il faut que la température soit maintenue au point de fusion du soufre, c'est-à-dire à 117°, car, lorsque la température de la chambre de plomb, dans laquelle le soufre arrive, est maintenue au-dessous du point de fusion du soufre, celui-ci passe à l'état solide et forme une sorte de neige, qui constitue *les fleurs de soufre*.

*Caractères distinctifs.* L'odeur que répand le soufre en brûlant, est un caractère excellent qui sert à le distinguer de tous les autres corps.

La formule du soufre est  $S=201,165$ , l'équivalent de l'oxygène étant 100.

*Usages.* On se sert des fleurs de soufre lavées dans la fabrication de la poudre fine; car le soufre ordinaire, qui n'est jamais bien pur, pourrait contenir de petits grains de silice capables de briser l'arme à feu. On emploie le soufre pour soufrer les allumettes et pour préparer l'acide sulfureux et l'acide sulfurique. En médecine, on prescrit le soufre dans beaucoup de maladies de la peau.

*Historique.* Le soufre est connu depuis la plus haute antiquité. Il jouait, au moyen âge, un grand rôle dans le laboratoire des alchimistes, qui regardaient le soufre et le mercure comme les éléments des métaux : *Omnia metalla ex sulfure et argento vivo consistunt.*

*Acide sulfhydrique.*

SYNONYMES. *Hydrogène sulfuré, acide hydrosulfurique, acide hydrothionique.*  
*Schwefelwasserstoff* (allemand.).

*Propriétés physiques.* L'acide sulfhydrique est un composé gazeux, incolore, doué d'une odeur d'œufs pourris très-caractéristique (1); sa saveur est fort désagréable; sa densité est 1,19. Soumis à une pression de 17 atmosphères, il peut, à la température ordinaire (10°), être amené à l'état liquide. Il présente alors l'aspect d'un liquide incolore, excessivement mobile; sa mobilité est telle, que l'éther, placé à côté de lui, ressemble à une huile grasse. A — 18°, l'acide sulfhydrique étendu d'eau, dépose de petits cristaux octaédriques d'hydrate (2). Le gaz acide sulfhydrique se dissout assez faiblement dans l'eau; celle-ci, dans les circonstances ordinaires, en prend environ trois fois son volume. Étant peu soluble dans l'eau, il ne fume pas à l'air. L'eau, chargée de gaz acide sulfhydrique, laisse dans le vide, ou à une température élevée, échapper tout le gaz qu'elle contient.

*Propriétés chimiques.* L'acide sulfhydrique rougit faiblement la teinture de tournesol (en rouge vineux). Ses propriétés acides ne sont pas bien marquées; en le faisant passer à travers un tube incandescent, on le décompose en hydrogène et en soufre. Ainsi, la chaleur seule suffit pour le décomposer; et pourtant cette même chaleur suffit aussi pour combiner le soufre avec l'hydrogène (Voy. *préparation*). Mais, de même que la chaleur ne décompose pas complètement l'acide sulfhydrique, ainsi la chaleur seule n'amène pas une combinaison complète du soufre et de l'hydrogène. L'acide sulfhydrique est

---

(1) L'odeur qu'exhalent les œufs pourris tient précisément à la présence de l'acide sulfhydrique qui s'y développe.

(2) *Annalen der Chemie und Pharmacie*; herausg. v. Liebig. 1840.

un gaz inflammable, ce qui n'est pas étonnant, puisqu'il se compose de deux corps éminemment inflammables; il brûle avec une flamme bleuâtre et répand une odeur d'acide sulfureux. En faisant l'expérience dans une éprouvette, on remarque que la combustion n'est pas complète; il se dépose du soufre sur les parois du vase, et l'hydrogène seul est brûlé complètement (1).

Mis en contact avec l'oxygène à froid et à l'air sec, le gaz acide sulfhydrique reste inaltérable; en dissolution dans l'eau, il est décomposé complètement à la longue par l'oxygène de l'air qu'elle absorbe; il se produit de l'eau et du soufre qui se dépose sous la forme d'un précipité blanc laiteux. L'eau, en détruisant l'élasticité du composé, en facilite la décomposition. Il faut conserver la dissolution d'acide sulfhydrique entièrement à l'abri du contact de l'air. Mis en contact avec le chlore, il se décompose, en laissant déposer du soufre et en cédant son hydrogène au chlore pour donner naissance à de l'acide chlorhydrique. L'iode agit comme le chlore. Il y a formation d'acide iodhydrique et dépôt de soufre qui se précipite.

L'acide sulfhydrique précipite généralement en noir la plupart des sels métalliques, tels que ceux de plomb, d'argent, de cuivre, de bismuth, etc. Les sels de fer et de zinc ne sont précipités par l'acide sulfhydrique, qu'autant qu'ils sont parfaitement neutres. La moindre quantité d'acide libre en empêche la précipitation. Ces précipités sont des sulfures. Cet acide noircit l'argent métallique.

L'acide sulfhydrique agit comme un poison sur les animaux. Il en faut peu pour occasionner une asphyxie complète. C'est lui qui produit les accidents qu'on a à redouter en vidant les égouts et les fosses d'aisance. Son action sur les tis-

---

(1) On peut appliquer à cette combustion incomplète du soufre et complète de l'hydrogène, le principe suivant : « De deux corps mis en présence d'un troisième, celui qui a le plus d'affinité se combine plus complètement que l'autre qui en a moins et qui se précipite. »

sus n'est pas corrosive comme celle du chlore. Il paraît principalement agir sur le système nerveux.

$\frac{1}{1500}$  de gaz sulfhydrique dans l'air suffit pour faire périr un oiseau ;  $\frac{1}{100}$  suffit pour tuer un chien.

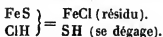
*Caractères distinctifs.* L'odeur distingue l'acide sulfhydrique de tous les autres corps. Au contact du chlore, l'acide sulfhydrique donne un précipité laiteux (soufre) avec formation d'acide chlorhydrique qui précipite le nitrate d'argent en blanc.

*État.* L'acide sulfhydrique se rencontre à l'état de liberté dans les égouts, dans les fosses d'aisance, enfin partout où il y a des substances animales, et surtout des œufs, en putréfaction. On le rencontre encore dans la nature dissous dans l'eau, et constituant le principe actif des eaux minérales sulfureuses naturelles (eaux de Barèges, de Cauterets, de Bagnères).

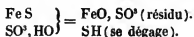
*Préparation.* L'hydrogène et le soufre peuvent se combiner directement. *Expérience :* On remplit une cloche de verre d'un volume d'hydrogène ; on y fait passer un morceau de soufre qu'on chauffe jusqu'à ce qu'il se volatilise. Aussitôt il se produit du gaz acide sulfhydrique ; mais cette combinaison est incomplète. Dans cette expérience, il ne s'en forme guère qu'un cinquième de ce qui aurait dû se former en réalité. L'hydrogène, en se combinant avec le soufre, ne change pas de volume (Voy. composition). La combinaison de l'hydrogène avec le soufre est complète lorsque ces deux corps se trouvent à l'état naissant, c'est-à-dire au moment où les éléments d'un composé se dissocient pour se transformer en un ou plusieurs composés d'un nouvel ordre.

Le procédé le plus commode pour préparer l'acide sulfhydrique consiste à faire agir un acide fort (acides sulfurique, nitrique, chlorhydrique) sur un sulfure ; le sulfure de fer et l'acide chlorhydrique remplissent ce but. Au contact de ces deux corps, l'acide sulfhydrique prend naissance et se dégage avec effervescence ; l'action a lieu à froid. A la place du sul-

fure, on obtient un chlorure de fer, et à la place de l'acide chlorhydrique, on a l'acide sulfhydrique qui se dégage. Il y a là un échange d'éléments, équivalent pour équivalent.



En employant un oxacide, c'est l'eau qui est décomposée, et on a :



*Composition.* L'acide sulfhydrique est un gaz composé de soufre et d'hydrogène. Pour l'analyser le plus commodément, on peut s'y prendre de la manière suivante : On chauffe 100 volumes de ce gaz avec de l'étain (1) dans un tube de verre gradué et légèrement courbé; après l'expérience on trouve que le volume du gaz n'a pas changé. Donc, un équivalent d'hydrogène (2 volumes), en se combinant avec un équivalent de soufre, donne un équivalent (2 volumes) d'acide sulfhydrique, saturant un équivalent de base. Sa formule est donc HS ou H'S, représentant un équivalent ou deux volumes d'hydrogène sulfuré.

D'après ces données, la densité théorique de l'acide sulfhydrique est 1,17682 (poids d'un volume). En ôtant de ce nombre la densité de l'hydrogène 0,06885, on a 1,10897 pour le poids du soufre qui se combine avec cet équivalent d'hydrogène. L'équivalent en poids de l'hydrogène étant connu (12,48), on trouve celui du soufre, en établissant la proportion suivante :

0,06885 : 1,10897 :: 12,48 :  $x = 201,165$  qui est l'équivalent du soufre, celui de l'oxygène étant 100.

---

(1) On choisit l'étain de préférence, parce qu'il fond facilement, et que, étant fondu (liquide), il présente successivement toutes ses surfaces au corps avec lequel on le combine. Le fer ou tout autre métal ne présenterait pas le même avantage.

*Usages.* L'acide sulfhydrique est souvent employé en bain (combiné avec un alcali) et quelquefois comme boisson dans les maladies dartreuses et rhumatismales. On s'en sert souvent comme réactif de certains sels métalliques et pour séparer les sels de cuivre des sels de fer ; il suffit d'aciduler le mélange de ces sels pour que l'acide sulfhydrique ne précipite que le sel de cuivre en laissant le sel de fer intact.

### *Persulfure d'hydrogène.*

SYNONYMES. *Polysulfide d'hydrogène, sulfide d'hydrogène, acide hydrothioneux, Wasserstoffschwefel* (allemand).

*Propriétés physiques.* Le persulfure d'hydrogène est un liquide de couleur jaune brunâtre ; l'odeur en est désagréable et rappelle un peu celle de l'acide sulfhydrique : sa saveur est brûlante et amère. Comme le binoxyde d'hydrogène, il blanchit la langue et y cause un sentiment de picotement très-vif ; il a la consistance d'une huile essentielle ; sa densité est 1,7. À la température de 60° à 70°, il se décompose en soufre qui se précipite, et en acide sulfhydrique qui se dégage. Un froid de — 20° ne le solidifie point. Il n'est pas sensiblement soluble dans l'eau, qui paraît le décomposer en partie. L'éther le dissout, et sa dissolution éthérée, exposée à l'air, laisse, au bout de quelque temps, déposer des cristaux de soufre.

*Propriétés chimiques.* Le persulfure d'hydrogène se décompose dans les dissolutions alcalines en soufre et en acide sulfhydrique. Il est, au contraire, très-stable dans les dissolutions acides. On peut l'y faire bouillir sans le décomposer. Le binoxyde d'hydrogène est à peu près dans le même cas : Mis en contact avec l'oxyde d'argent, il se décompose avec dégagement de lumière. Tous les corps qui amènent la décomposition du binoxyde d'hydrogène décomposent aussi le persulfure d'hydrogène. Tels sont, le peroxyde de manganèse, le platine, le charbon, etc. Dans cette action, il se dégage de



l'acide sulfhydrique avec effervescence, et du soufre se dépose. Il détruit l'épiderme et la couleur du tournesol. Il brûle avec une flamme bleuâtre, en donnant naissance à de l'acide sulfureux et à de l'eau.

*Préparation.* On verse une dissolution de polysulfure de potassium sur de l'acide chlorhydrique étendu d'eau. On agite continuellement la liqueur : le persulfure d'hydrogène se dépose. *Explication.* Il se forme d'abord de l'acide sulfhydrique qui, au lieu de se dégager, absorbe une plus grande quantité de soufre mis à nu par l'acide chlorhydrique qui s'unit à la potasse. Comme la liqueur est constamment maintenue acide, le persulfure d'hydrogène ne se décompose pas. Il se décomposerait, si l'on versait, au contraire, l'acide chlorhydrique étendu dans la dissolution de persulfure de potassium.

*Composition.* On ne connaît pas la composition exacte du persulfure d'hydrogène. Probablement il se compose d'un équivalent d'hydrogène (2 volumes) et de 2 équivalents de soufre. Sa formule serait donc  $\text{HS}'$ .

*Historique.* Le persulfure d'hydrogène a été découvert par Scheele, et très-bien décrit par M. Thénard en 1831.

### Sulfures.

On distingue les sulfures, suivant les diverses proportions de soufre qu'ils contiennent, en *monosulfures*, en *sulfhydrates de monosulfures*, en *bisulfures*, en *trisulfures*, *quadrifures*, et en *penta* ou *persulfures* (1).

1° *Monosulfures.* Quand on chauffe du soufre avec un métal, il peut se présenter deux cas : 1° le métal ne se combine avec le soufre qu'en une seule proportion  $(\text{M}+\text{S})$ , ou 2° le métal se combine avec le soufre en plusieurs proportions; cependant, quelle que soit la quantité de soufre qu'on

---

(1) Les protosulfures alcalins devraient être appelés *sulfides* (Voy. *nomenclat.*), parce qu'ils jouent souvent le rôle de base (*sulfobases*) vis-à-vis certains persulfures métalliques (*sulfacides*).

lui présente, le métal n'en prend jamais plus de 5 équivalents ( $M+S^2$ ). Les monosulfures des métaux proprement dits sont généralement insolubles, tandis que les *monosulfures alcalins* sont solubles. Ce sont ceux là qui nous intéressent plus particulièrement.

Les monosulfures alcalins ont tous une réaction alcaline, et ils ont tous une odeur d'hydrogène sulfuré. Ils sont solubles dans l'eau et dans l'alcool et tachent la peau en jaune; la tache ne persiste pas. Traités par un hydracide (acide chlorhydrique), ils dégagent de l'acide sulfhydrique avec effervescence; traités par un oxacide (acide sulfurique), ils donnent lieu à la même réaction; mais dans ce cas, c'est l'eau de l'acide qui se décompose, tandis que dans le premier cas, c'est l'acide lui-même qui se décompose. Ce caractère appartient du reste à tous les sulfures en général. Chauffés en vase clos, les monosulfures alcalins résistent à de très-hautes températures. Ils s'altèrent, au contraire, au contact de l'air, en se transformant, à la longue, par suite de l'absorption de l'oxygène, en *sulfates parfaitement neutres*. Le grillage à l'air humide hâte singulièrement cette transformation.

La dissolution aqueuse des monosulfures alcalins est d'abord incolore; au bout de quelque temps, elle se colore en brun jaunâtre, étant exposée au contact de l'air; enfin, au bout d'un à deux ans, elle est redevenue incolore. Supposons que ce soit le monosulfure de potassium (KS), voici ce qui se passe:  $2KS + \text{eau}$  au contact de l'air (oxygène et acide carbonique) devient  $= KO,CO^2$  (carbonate de potasse) +  $KO,S^2O^2$  (hyposulfite). Or, le carbonate et l'hyposulfite de potasse, formés aux dépens de l'oxygène et de l'acide carbonique de l'air, sont tous deux incolores. Pourquoi donc y a-t-il coloration? C'est que le potassium s'oxyde plus vite que le soufre, et la potasse ainsi produite se combinant aussitôt avec l'acide carbonique de l'air, il y a du soufre mis en liberté, et ce soufre, se portant sur la partie du monosulfure non décomposée, transforme celui-ci en *polysulfure*. Or, tous les poly-

sulfures sont colorés ; mais le soufre, absorbant bientôt l'oxygène de l'air, se transforme d'abord lui-même en hyposulfite incolore, comme nous venons de le voir ; et l'hyposulfite se change à son tour, par un contact prolongé de l'air, en sulfite et finalement en sulfate. C'est ainsi qu'une dissolution de monosulfure alcalin, exposée à l'air, se trouve, au bout d'un certain temps, entièrement convertie en sulfate parfaitement neutre et incolore.

On distingue les monosulfures des autres sulfures plus sulfurés, en ce que leurs dissolutions, traitées par les acides, dégagent de l'acide sulfhydrique *sans précipitation de soufre*.

Il y a plusieurs moyens de préparer les monosulfures. Le meilleur moyen consiste à chauffer un sulfate alcalin (sulfate de potasse, de soude, de chaux, de baryte, de strontiane) dans un creuset brasqué, recouvert de charbon et porté à la chaleur blanche. Tout l'oxygène étant enlevé par le charbon à l'état d'acide carbonique ou d'oxyde de carbone, il reste un équivalent de soufre combiné avec un équivalent de potassium ou de sodium, etc., c'est-à-dire un monosulfure alcalin. Tout autre moyen de préparer le monosulfure est difficile, sinon impossible ; car, comme les métaux alcalins peuvent se combiner avec le soufre en plusieurs proportions définies, il est difficile de tomber exactement sur la quantité de soufre (par voie sèche) ou d'acide sulfhydrique (par voie humide) nécessaire pour former avec la potasse ou la soude un monosulfure de potassium ou de sodium.

2° *Sulphydrates de sulfures*. Il n'y a guère que les alcalis et les terres alcalines qui forment des sulphydrates de sulfures, qu'on doit regarder comme de véritables *sulfo-sels* ; car, dans ces composés, le soufre de l'acide correspond au soufre de la base, comme dans les *oxy-sels* ou sels proprement dits, l'oxygène de l'acide correspond à l'oxygène de la base (Voy. *Nomenclature*).

*Caractères*. Ils ont une réaction alcaline. Leurs dissolutions sont incolores comme celles des monosulfures, et traitées par

les acides, elles dégagent de l'hydrogène sulfuré comme les sulfures simples, avec cette différence qu'il se dégage exactement le double d'hydrogène sulfuré, de ce qu'en dégagent les monosulfures :

MS, HS + Cl H = MCl + HS, HS (2 équiv. d'acide sulfhydrique).

MS, Cl H = MCl + HS (1 équiv. d'acide sulfhydrique).

Le moyen le plus simple de distinguer un sulfhydrate de sulfure d'un monosulfure, consiste à le mettre en contact avec un sel (sulfate) de manganèse. Si l'on opère sur un sulfhydrate, il se produit un précipité de sulfure de manganèse avec effervescence, et il se dégage un équivalent d'acide sulfhydrique, parce qu'il n'existe pas de sulfhydrate de sulfure de manganèse. Ce même sel de manganèse ne donne pas d'effervescence avec un monosulfure alcalin. •

L'action de l'air sur les sulfhydrates de sulfures est la même que sur les sulfures simples.

On prépare les sulfhydrates de sulfures en faisant arriver dans une dissolution de potasse, de soude, de chaux, etc., un courant de gaz sulfhydrique.

En chauffant du potassium dans du gaz sulfhydrique, on obtient un sulfhydrate de sulfure de potassium, en même temps qu'il se dégage de l'hydrogène. Ce sulfhydrate est tout à fait analogue au fluorhydrate de fluorure de potassium.

3° *Polysulfures*. Tous les polysulfures sont colorés. Leurs dissolutions, traitées par un acide, dégagent de l'acide sulfhydrique avec effervescence, et laissent déposer tous les équivalents de soufre, moins un, qui entrent dans la composition du polysulfure. Ainsi, par exemple, si le polysulfure est un trisulfure, il se déposera deux équivalents de soufre; si c'est un penta-sulfure, il s'en déposera quatre équivalents, etc. Il est important, dans les analyses, de ne pas se servir d'un polysulfure, au lieu d'un monosulfure; car, l'excès de soufre du polysulfure s'ajoutant au précipité d'un sulfure simple, ferait commettre une erreur considérable.

Les polysulfures se conservent plus longtemps à l'air que

les sulfures simples. Mais ils finissent, à la longue, par devenir incolores, et *laissent déposer du soufre*, ce qui les distingue des monosulfures et des sulfhydrates de sulfures qui se décolorent *sans déposer de soufre*. Dans la décoloration des polysulfures, l'air n'intervient que par son oxygène. Le polysulfure passe successivement par les états intermédiaires d'*hyposulfite*, de *sulfite*, pour arriver finalement à l'état de *sulfate*.

On obtient les polysulfures directement par voie sèche en calcinant un alcali fixe (potasse, soude) ou une terre alcaline (chaux, baryte, strontiane) avec du soufre en excès.

### *Oxacides de soufre.*

Les composés d'oxygène et de soufre ont été rangés dans l'ordre suivant : *acide sulfureux*, *acide sulfurique*, *acide hyposulfurique*, *acide hyposulfureux*. C'est là leur ordre de stabilité. L'acide sulfureux, étant le composé le plus stable, a dû être placé avant l'acide sulfurique. D'ailleurs, l'acide sulfureux peut être (suivant M. Persoz) considéré comme un radical analogue au cyanogène. (Voy. pag. 85).

### *Acide sulfureux.*

SYNONYMES. *Acidum sulfurosum* (latin). *Schwefligesäure* (allemand).

*Propriétés physiques.* L'acide sulfureux est un gaz incolore, doué d'une odeur suffocante, rappelant l'odeur du soufre qui brûle. Il a une saveur acide et désagréable. Sa densité est 2,25. Soumis à une pression de 3 à 5 atmosphères dans un appareil de Mariotte, il passe à l'état liquide (Faraday). Ce qu'il y a de remarquable dans cette expérience, c'est que la diminution du volume du gaz acide sulfureux n'est pas exactement proportionnelle à la pression à laquelle il est soumis; tandis que les autres gaz, d'après la loi de Mariotte, se réduisent à la moitié de leur volume, sous une pression double; au tiers, sous une pression triple, et ainsi de suite. L'acide sulfureux se réduit tout d'abord au quart environ de son volume sous une pression double. Le gaz acide sulfureux est donc plus compressible que les autres gaz. Devenu liquide,

par suite d'une forte pression ou d'un abaissement de température à  $-25^{\circ}$ , il est incolore, très-mobile, et sa densité est 2,212 à  $-50^{\circ}$ . A la température de  $10^{\circ}$ , il reprend avec effervescence l'état de gaz, en produisant un abaissement de température qui va jusqu'à  $-57^{\circ}$ , et dans le vide, jusqu'à  $-68^{\circ}$ . Aussi, peut-on congeler, à l'aide de l'acide sulfureux liquide anhydre, les liquides dont le point de congélation est très-bas, tels que l'alcool, le mercure, etc. Le pouvoir réfringent du gaz acide sulfureux est 2,260. L'eau, à la température de  $20^{\circ}$ , dissout environ 44 fois son volume de gaz acide sulfureux. L'alcool dissout 116 fois son volume de gaz dans les circonstances ordinaires. Ces quantités varient suivant la température et suivant la pression. L'acide sulfureux dissous dans l'eau, perd sa stabilité et tend à se transformer en un autre composé (Voy. *Propriétés chimiques*).

*Propriétés chimiques.* De tous les acides du soufre, l'acide sulfureux est le plus stable. Prenant naissance à une température élevée, il n'est point décomposable par la chaleur.

Le gaz acide sulfureux, dissous dans l'eau et abandonné au contact de l'air, se transforme peu à peu en acide sulfurique. Voici comment : l'eau dissout l'oxygène de l'air ; cet oxygène se combine avec l'acide sulfureux, qui se change en acide sulfurique, et alors l'eau, n'ayant plus d'oxygène en dissolution, est apte à en absorber de nouveau. Cette action, lente à la vérité, se continue jusqu'à ce que tout l'acide sulfureux soit changé en acide sulfurique.

Le chlore et l'acide sulfureux n'exercent aucune action l'un sur l'autre lorsqu'ils sont tous deux à l'état de gaz secs ; mais en y ajoutant un peu d'eau, la réaction a lieu aussitôt ; le chlore disparaît ; il se forme de l'acide chlorhydrique et de l'acide sulfurique aux dépens de l'hydrogène et de l'oxygène de l'eau qui se décompose. L'iode, le brome, le fluor, agissent comme le chlore.

L'acide sulfureux et l'acide chlorhydrique, tous les deux étant très-stables, ne réagissent pas l'un sur l'autre. L'acide

sulfureux, mis en contact avec l'acide sulfhydrique, donne naissance à de l'eau, et à du soufre qui se dépose.

Les oxacides peu stables, c'est-à-dire ceux qui cèdent facilement leur oxygène, tels que les acides chlorique, bromique, iodique, nitreux, nitrique, transforment l'acide sulfureux en acide sulfurique.

L'acide sulfureux forme avec les oxy-bases des sulfites.

Le peroxyde de manganèse absorbe le gaz acide sulfureux d'une manière complète (Gay-Lussac). Le borax est dans le même cas. Cette propriété est précieuse dans les analyses.

L'eau, tenant en dissolution de l'acide sulfureux, abandonne, par la chaleur, tout l'acide dont elle est chargée, et il ne reste plus que de l'eau pure; tandis qu'en traitant de la même manière une dissolution d'acide chlorhydrique, il arrive un degré où l'eau n'en abandonne plus; elle reste acidulée.

L'acide sulfureux décolore certaines couleurs végétales. La violette, les roses rouges, sur lesquelles on fait arriver du gaz acide sulfureux, deviennent blanches; mais la couleur n'est que masquée, car on la rétablit au moyen de l'acide sulfurique. Il rougit la teinture de tournesol, qui, bientôt après, se détruit en devenant d'un jaune paille.

*État.* On rencontre l'acide sulfureux à l'état de liberté aux environs des volcans, des solfatares, et partout où il y a du soufre en combustion. On ne le rencontre point à l'état de combinaison; car, outre que l'acide sulfureux a peu de tendance à s'unir aux bases, il ne tarderait pas à se changer de sulfite en sulfate.

*Préparation.* Lorsqu'on brûle du soufre dans une cloche contenant de l'air ou de l'oxygène, il se forme du gaz acide sulfureux, facile à reconnaître par son odeur caractéristique. Cet acide s'obtient donc directement. En brûlant le soufre dans l'oxygène, la température qui se produit est excessivement élevée, tandis que dans l'air, la présence de l'azote s'oppose à une élévation trop grande de température. Cette remarque est du reste applicable à tous les corps qui se combinent di-

rectement, soit avec l'oxygène pur, soit avec l'oxygène de l'air. — On prépare l'acide sulfureux plus commodément en chauffant l'acide sulfurique concentré, en contact avec un métal tel que le cuivre, le mercure ou le zinc. L'acide sulfurique, en se décomposant, oxyde le métal, et l'acide sulfureux se dégage et peut être recueilli sous le mercure.

Lorsqu'on chauffe l'acide sulfurique avec de la sciure de bois ou avec du charbon en poudre, on obtient également un dégagement d'acide sulfureux; mais celui-ci est impur, car il est mêlé avec de l'acide carbonique et avec des vapeurs d'acide sulfurique anhydre.

*Caractères distinctifs.* L'odeur et la propriété d'être absorbé par le peroxyde de manganèse et le borax, sont des caractères suffisants pour distinguer l'acide sulfureux de tous les autres corps.

*Composition.* De 100 parties de gaz acide sulfureux,

50,114 appartiennent au soufre.

49,856 — à l'oxygène.

Sa formule est donc  $\text{SO}^2$  ou  $\ddot{\text{S}}$ . 100 parties de cet acide neutralisent une quantité telle d'oxy-base, que l'oxygène de celle-ci est 24,928, c'est-à-dire la moitié de la quantité de l'oxygène contenu dans l'acide (1).

*Usages.* On emploie souvent l'acide sulfureux pour faire des fumigations, pour purifier les lettres qui viennent des endroits où règne la peste. On s'en sert pour blanchir les matières animalisées, telles que la soie, la laine, que le chlore pourrait détruire.

---

(1) M. Persoz vient d'établir, que l'acide sulfureux est comparable au cyanogène, et qu'il peut, comme celui-ci, faire fonction de corps simple, en s'unissant soit avec l'oxygène, soit avec le soufre, le chlore, le brome, l'iode. De là, il envisage l'acide sulfurique comme un composé formé, non pas de soufre et d'oxygène, mais d'acide sulfureux et d'oxygène (2 vol. de gaz sulfureux + 1 vol. d'oxygène). C'est ainsi que l'acide sulfureux considéré comme un radical formerait les composés de  $\ddot{\text{S}} + \text{O}$ ,  $\ddot{\text{S}} + \text{S}$ ,  $\ddot{\text{S}} + \text{Cl}^2$ ,  $\ddot{\text{S}} + \text{Br}^2$ ,  $\ddot{\text{S}} + \text{I}^2$ . (*Comptes rendus des séances de l'Académie*; 6 avril 1840.)



*Sulfites.*

Ils ont tous une saveur et une odeur sulfureuses. En général, dans les sels solubles, c'est la base qui donne la saveur ; ici, au contraire, de même que pour les hyposulfites et les cyanures, c'est l'acide qui détermine la saveur. Traités par un acide, ils dégagent avec effervescence l'acide sulfureux, caractérisé par son odeur. Tous les sulfites exposés à l'air ou dissous dans l'eau aérée, se changent en sulfates.

*Action de la chaleur.* Tous les sulfites sont décomposés par la chaleur et se convertissent, partie en sulfure, partie en sulfate. Les sulfites de zinc et de magnésie résistent à une température élevée, et ne subissent qu'une décomposition incomplète sous l'influence de la chaleur seule.

Chauffés avec du charbon ou avec un métal, ils se décomposent tous et se changent en sulfures.

*Solubilité.* Il n'y a guère que les sulfites de potasse, de soude, d'ammoniaque et de lithine, qui soient solubles dans l'eau ; tous les autres sont insolubles et laissent dégager une partie de leur acide par la simple exposition à l'air.

*Composition.* Dans les sulfites neutres, l'oxygène de la base est la moitié de l'oxygène de l'acide,  $= MO, SO^2$ . Il y a un très-petit nombre de bisulfites dans lesquels deux équivalents d'acide sont unis à un équivalent de base  $= MO (SO^2)^2$ .

*Préparation.* Aucun sulfite n'existe dans la nature. On prépare les sulfites alcalins en faisant arriver dans une dissolution de carbonate de potasse, de soude, etc., un courant d'acide sulfureux jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus d'acide carbonique. On obtient ainsi des cristaux de sulfites alcalins mêlés de cristaux de bisulfites.

On peut regarder les sulfites comme de véritables réservoirs d'acides sulfureux : on en retire l'acide toutes les fois qu'on y verse un acide plus puissant.

*Acide sulfurique.*

SYNONYMES. *Acidum sulfuricum* (latin), *Schwefelsäure* (allemand.), *huile de vitriol*, *acide vitriolique*.

Il y a deux espèces bien distinctes d'acide sulfurique : 1° l'*acide sulfurique ordinaire ou du commerce* ; 2° l'*acide sulfurique anhydre* (glacial).

1° *Acide sulfurique ordinaire* ( $\text{SO}^3, \text{HO}$ ).

*Propriétés physiques.* Cet acide est d'une saveur extrêmement caustique, produisant sur la langue la sensation d'une température élevée; il est inodore et incolore quand il est pur; il est coloré en jaune, quand il contient de l'acide hyponitrique; et il a l'odeur du soufre qui brûle, lorsqu'il contient de l'acide sulfureux. Par la distillation, ces deux acides, qui rendent l'acide sulfurique impur, s'en vont les premiers, et on obtient de l'acide sulfurique à peu près pur, surtout si l'on élève la température de manière à distiller l'acide sulfurique lui-même, et à laisser pour résidu les sulfates de plomb ou de fer, de potasse, de chaux, qui peuvent s'y trouver dissous. L'acide sulfurique bien concentré est de consistance oléagineuse; il coule comme une huile grasse; de là son nom ancien d'huile de vitriol, parce qu'on le préparait par la distillation du vitriol vert (sulfate de protoxyde de fer). Sa densité est 1,84217. Il bout à la température de  $325^\circ$ , et peut être distillé(1). Il se congèle à  $0-34^\circ$ . Son ébullition est brusque et produit des soubresauts qui peuvent projeter le liquide au loin; on évite cet inconvénient en y ajoutant de la limaille de platine ou tout autre corps étranger non attaquant par l'acide. Il est soluble dans l'eau en toute proportion. Sa dissolution aqueuse très-étendue bout très-près de  $100^\circ$ , et à mesure que la proportion d'acide augmente, la dissolution

(1) En général, les liquides qui bouillent à une température élevée, sont lourds ou peu mobiles, comme les huiles grasses; tandis que ceux qui bouillent à une température peu élevée, sont légers et extrêmement mobiles, comme les éthers.

ne bont plus qu'à 150°, à 200°, à 300°, etc., de manière qu'on peut en faire varier le point d'ébullition suivant la quantité plus ou moins grande d'eau dont l'acide se trouve chargé.

*Propriétés chimiques.* L'acide sulfurique colore la teinture de tournesol en couleur pelure d'oignon, comme tous les acides puissants. Il suffit d'une très-petite quantité d'acide sulfurique pour produire cet effet. L'acide sulfurique ordinaire, le plus concentré, renferme toujours 1 équivalent d'eau dont il est impossible de le débarrasser. Son affinité pour l'eau est si grande, qu'il paraît former avec celle-ci de véritables combinaisons. La température qui se manifeste au contact de l'eau et de l'acide sulfurique en excès, peut s'élever jusqu'à 80°. L'acide sulfurique contenant 2 équivalents d'eau ( $\text{SO}^3 + 2\text{H}\text{O}$ ) est susceptible de cristalliser en prismes à 7° ou 8° du thermomètre centigrade. Lorsqu'il contient trois équivalents d'eau et au delà, toute cristallisation est impossible. L'acide sulfurique concentré est très-hygrométrique; abandonné longtemps à l'air, il en absorbe peu à peu l'humidité, et alors il peut doubler, tripler de volume, si l'air est suffisamment saturé de vapeurs d'eau. Il est à remarquer que l'addition brusque d'une certaine quantité d'eau fait, au contraire, diminuer le volume de l'acide sulfurique. L'acide sulfurique, exposé à l'air, absorbe non-seulement l'humidité, mais encore les parcelles de matières organiques sans cesse suspendues dans l'air; et, dans ce dernier cas, il se colore en brun de plus en plus foncé, jusqu'à ce qu'au bout d'un à deux ans, il devient complètement noir comme de l'encre. Ce phénomène tient encore à la grande affinité de l'acide sulfurique pour l'eau; car ces parcelles de matières organiques se composent, en dernière analyse, d'une certaine quantité de carbone, puis d'oxygène et d'hydrogène dans les proportions convenables pour former de l'eau. Or, l'acide sulfurique, après avoir enlevé à ces molécules organiques l'oxygène et l'hydrogène à l'état d'eau, ne laisse plus que du carbone qui colore alors l'acide en noir. En plongeant un petit fragment de bois ou

une allumette dans l'acide sulfurique concentré, le phénomène de carbonisation a lieu presque sur-le-champ.

L'acide sulfurique se combine directement avec les oxydes pour former des sulfates neutres, acides ou basiques. Un métal non oxydé mis en contact avec l'acide sulfurique, peut s'oxyder de deux manières différentes : 1° Par la décomposition de l'eau de l'acide sulfurique. Dans ce cas, il y a toujours dégagement d'hydrogène. Le zinc et le fer peuvent servir pour constater ce fait. La décomposition a déjà lieu à la température ordinaire. 2° Par la décomposition de l'acide sulfurique lui-même. Dans cette expérience, un équivalent d'oxygène de l'acide se porte sur le métal pour l'oxyder, et il y a dégagement d'acide sulfureux ( $\text{SO}^2$ ). Mais ici l'action n'a plus lieu à froid; il faut élever un peu la température. Le cuivre et le mercure sont dans ce cas. Le carbone décompose l'acide sulfurique : à la température de  $200^\circ$ , il se produit de l'acide sulfureux et de l'acide carbonique; à une température plus élevée (vers  $500$  à  $600^\circ$ ), l'acide sulfureux lui-même se décompose, et il se produit du sulfide de carbone, de l'oxyde de carbone et de l'acide carbonique. L'hydrogène décompose l'acide sulfurique placé dans un tube chauffé au rouge; il y a formation d'eau et d'acide sulfureux. L'acide sulfhydrique gazeux et l'acide sulfurique concentré se décomposent réciproquement en donnant naissance à de l'eau, à de l'acide sulfureux et à du soufre qui se dépose. Les acides sulfhydrique et sulfurique dilués n'ont aucune action l'un sur l'autre. L'acide sulfurique et l'acide azoteux forment un composé cristallin particulier (voy. *Préparation de l'acide sulfurique*). L'acide sulfurique est isomorphe avec l'acide chromique, et avec l'acide permanganique dans le permanganate de baryte (1).

*Caractères essentiels.* L'acide sulfurique précipite en blanc

---

[ (1) Clarke : *Of a difficulty in isomorphism* (Records of scienc.; vol. III, p. 433).

les sels de baryte, et le précipité (sulfate de baryte) est tout à fait insoluble dans l'eau et dans les acides. Le sulfate de baryte est un des corps les moins solubles de la chimie ; sous ce rapport, il se place à côté du chlorure d'argent. Cependant, un excès d'acide sulfurique peut dissoudre un peu de sulfate de baryte, circonstance qu'il ne faut pas négliger dans les analyses.

Les sels solubles de chaux, de strontiane et de plomb, sont également précipités par l'acide sulfurique ; mais ces précipités sont beaucoup moins insolubles que le sulfate de baryte. En chauffant l'acide sulfurique avec du charbon, avec de la sciure de bois, avec du cuivre, du mercure, etc., on obtient un dégagement d'acide sulfureux dont l'odeur suffit pour faire reconnaître l'existence d'un oxacide de soufre. Versé sur des charbons incandescents, il répand des vapeurs blanches, épaisses, d'une odeur suffocante, et excitant une toux et un larmolement incommodés.

*État.* L'acide sulfurique paraît exister à l'état de liberté dans quelques lacs du Japon et de l'Amérique méridionale. Il est probable que c'était originairement de l'acide sulfureux qui, au contact de l'eau et de l'air, est passé successivement à l'état d'acide sulfurique. C'est ainsi, du moins, qu'il faut s'expliquer la présence de l'acide sulfurique libre qu'on rencontre quelquefois dans les environs des volcans. Mais, c'est surtout à l'état de sulfate que l'acide sulfurique est répandu dans la nature avec profusion. Les sulfates les plus communs sont ceux de chaux (plâtre), de baryte, de strontiane, de magnésie, de soude et de potasse.

*Préparation.* Un moyen très-simple de préparer l'acide sulfurique consiste à chauffer dans un matras du soufre et de l'acide nitrique. Celui-ci se décompose, cède son oxygène au soufre pour le faire passer à l'état d'acide sulfureux et d'acide sulfurique. En chauffant davantage, on chasse l'acide sulfureux et l'excès d'acide nitrique ; et en arrêtant à temps l'action

de la chaleur, on obtient dans le matras de l'acide sulfurique concentré sensiblement pur.

Un moyen en apparence plus compliqué, pour préparer l'acide sulfurique, consiste à faire arriver dans un grand ballon en verre, au moyen de tubes recourbés, des vapeurs d'acide sulfureux obtenues en brûlant du soufre, et du gaz bioxyde d'azote (en faisant agir de l'acide nitrique très-étendu sur des planures de cuivre); le ballon contient un peu d'eau et de l'air. Le bioxyde d'azote ( $Az^1 O^2$ ), en y arrivant, se colore aussitôt en jaune, et passe, par l'absorption d'une certaine quantité d'oxygène, à l'état d'acide hyponitrique ( $Az^2 O^4$ ). Les vapeurs jaunes d'acide hyponitrique cèdent au gaz acide sulfureux un équivalent de leur oxygène (O) et font ainsi passer l'acide sulfureux ( $SO^2$ ) à l'état d'acide sulfurique ( $SO^3$ ); et l'acide hyponitrique ( $Az^2 O^4$ ) ayant perdu un équivalent d'oxygène, s'est transformé en acide azoteux ( $Az^2 O^3$ ), acide particulier qui n'avait point été encore isolé, et qui vient de l'être par M. Mitscherlich. Cet acide forme avec l'eau et avec l'acide sulfurique qui s'est produit, des cristaux blancs, incolores, qui, suivant M. Gaultier de Claubry, paraissent être le résultat d'une véritable combinaison (5 atomes d'acide sulfurique, 4 atomes d'eau et 2 atomes d'acide azoteux). En mettant ces cristaux en contact avec un peu d'eau de manière à les dissoudre, le ballon se colore de nouveau en jaune par la présence de l'acide hyponitrique. L'acide sulfurique, en s'emparant de l'eau, met l'acide azoteux ( $Az^2 O^3$ ) en liberté, qui ne tarde pas à se suroxyder en passant à l'état de vapeurs jaunes d'acide hyponitrique ( $Az^2 O^4$ ).

C'est sur la théorie du procédé que nous venons d'indiquer qu'est fondée la fabrication de l'acide sulfurique en grand. A cet effet, on fait arriver dans une vaste chambre de plomb remplie d'air, des vapeurs d'acide hyponitrique et d'acide sulfureux, provenant de la combustion de dix parties de soufre sur une partie environ de nitre. Au bout d'un certain temps, on retire le liquide qui recouvre le plancher de la chambre, et on

l'évapore d'abord dans des chaudières de plomb, de manière à en porter la densité jusqu'à 1,35 à 40; ensuite on l'évapore dans des vases de verre ou de platine, jusqu'à ce que sa densité soit de 1,85 (1,84217). C'est là l'acide sulfurique du commerce dans son plus grand état de concentration possible.

*Composition.* La formule de l'acide sulfurique du commerce le plus concentré est de  $\text{SO}^3, \text{HO}$ . Pour constater l'existence de cet équivalent d'eau, on combine l'acide sulfurique avec de la chaux (sulfate de chaux), et en pesant le sulfate de chaux avant et après sa calcination, on trouve une diminution de poids après sa calcination : la différence indique le poids de l'eau qui était renfermée dans l'acide sulfurique. L'acide sulfurique réel (anhydre) a pour formule  $= \text{SO}^3$ . 100 parties de  $\text{SO}^3$  se composent de

40,1395 de soufre,  
59,8605 d'oxygène.

D'après ces données, il est facile de trouver l'équivalent en poids de l'acide sulfurique réel, en se rappelant que l'équivalent du soufre est 201,165, celui de l'oxygène étant 100. Car, en établissant la simple proportion suivante :

$$40,1395 : 59,8605 :: 201,165 : x,$$

on a la valeur d' $x = 300$ . Ce résultat nous apprend en même temps que la même quantité de soufre (201,165) se combine avec le triple de 100 d'oxygène, c'est-à-dire avec 300 d'oxygène. De là la formule de  $\text{SO}^3 =$

$$\text{S} = 201,165$$

$$\text{O}^3 = 300$$

---


$$501,165.$$

Le nombre 501,165 est l'équivalent en poids de l'acide sulfurique réel (anhydre), auquel il faut ajouter, dans son plus grand état de concentration, un équivalent d'eau (112,48 = HO).

Cet équivalent d'eau peut être déplacé par une oxy-base, au moyen d'une élévation de température. La capacité de saturation de l'acide sulfurique est 19,98 ; c'est-à-dire que l'acide sulfurique neutralise une quantité telle d'oxy-base, que l'oxygène de la base représente le tiers en poids de l'oxygène de l'acide ; en d'autres termes, l'oxygène de l'acide étant 3, celui de la base est 1.

*Usages.* L'acide sulfurique du commerce est un des acides les plus fréquemment employés ; c'est le meilleur réactif de la baryte et de ses sels. On s'en sert dans la fabrication de la soude et pour dissoudre l'indigo ; il est quelquefois employé comme moyen dessiccateur. Étendu de beaucoup d'eau, il sert à faire une espèce de limonade (limonade minérale) qu'on prescrit quelquefois en médecine. Avec huit parties d'alcool, il forme l'eau de Rabel des officines.

*Historique.* C'est à tort qu'on attribue à Basile Valentin la découverte de l'acide sulfurique. Je n'ai trouvé dans les écrits de ce moine rien qui puisse autoriser une pareille assertion. Tout porte à croire que Roger Bacon, qui vivait antérieurement à Basile Valentin, connaissait déjà la préparation des vitriols et de l'huile de vitriol.

## 2° *Acide sulfurique anhydre* ( $\text{SO}^2$ ).

SYNONYMES. *Acide sulfurique glacial, acide sulfurique fumant, acide de Nordhausen.*

*Propriétés physiques.* Il est solide à une température basse, et à  $-20^\circ$  il cristallise en aiguilles blanches, opaques, ayant l'aspect de l'asbeste. Il se liquéfie à  $25^\circ$  et bout entre  $25^\circ$  et  $30^\circ$ . L'ébullition se fait par soubresauts. A la température ordinaire ( $15^\circ$ ), il répand des vapeurs blanches très-suffocantes, et disparaît peu à peu sans résidu. Sa densité est 1,97.

*Propriétés chimiques.* Lorsqu'on met l'acide sulfurique anhydre en contact avec de la baryte ou de la chaux, il se produit une température tellement élevée, que les vases dans



lesquels on fait l'expérience se brisent ordinairement avec violence. Or, en chauffant le sulfate qui en résulte, le poids est le même avant et après la calcination; donc l'acide sulfurique ne contenait pas d'eau. L'acide sulfurique anhydre est absorbé (à  $-15^{\circ}$ ) en grande quantité par les chlorures de soufre, de phosphore, d'étain, de bismuth, et par beaucoup d'autres chlorures; il se forme, dans cette circonstance, des produits qui n'ont pas encore été suffisamment examinés (1).

*Caractères distinctifs.* Projeté dans l'eau, il produit une effervescence et un bruit semblable à celui que produirait un fer chaud; il ne se dégage point de gaz et il se forme de l'acide sulfurique ordinaire.

*Préparation.* On prépare l'acide sulfurique anhydre par la distillation de l'huile de vitriol qui porte le nom de Nordhausen, petite ville du royaume de Prusse près Göttingue, où l'on prépare cet acide en grand par la calcination du sulfate de fer (vitriol vert). L'huile de vitriol de Nordhausen se compose, d'après Vogel, d'acide sulfurique anhydre et d'acide sulfurique hydraté. En distillant cet acide, on obtient d'abord des vapeurs blanches très-épaisses qui se condensent, sous forme de cristaux dans un récipient entouré d'un mélange réfrigérant (à  $-20^{\circ}$ ). Si l'on n'arrêtait pas la température à temps, l'acide sulfurique hydraté passerait lui même dans le récipient.

On peut encore préparer l'acide sulfurique anhydre par la distillation de l'acide sulfurique concentré du commerce. L'acide sulfurique anhydre distille le premier sous forme de vapeurs blanches et très-épaisses.

La composition de l'acide sulfurique anhydre est celle de l'acide sulfurique ordinaire concentré auquel on retranche un équivalent d'eau (112,48). Ses usages sont à peu près nuls. L'acide sulfurique anhydre diffère, comme nous venons de le voir, complètement de l'acide sulfurique ordinaire, avec lequel il n'a, pour ainsi dire, de commun que le nom, tant sont

---

(1) Voyez H. Rose dans *Annal. der Physik und Chemie* p. Poggendorf, 1838.

profonds les changements que peut amener la présence d'un seul équivalent d'eau !

### *Sulfates.*

Tous les sulfates peuvent, dans certaines circonstances (Voy. plus bas), donner lieu à l'odeur de l'acide sulfureux ou à l'odeur de l'hydrogène sulfuré : l'un et l'autre caractérisent un composé de soufre. Ils ne donnent point d'effervescence avec les acides.

*Action de la chaleur.* Ils sont tous décomposés par la chaleur, excepté les sulfates de potasse, de soude, de chaux, de strontiane, de baryte, de magnésie et de plomb. Les produits qu'ils laissent dégager, varient suivant les degrés de température. Il se dégage d'abord de l'eau (eau de cristallisation) vers  $100^{\circ}$ ; ensuite des vapeurs blanches, suffocantes d'acide sulfurique anhydre, vers  $400^{\circ}$ ; enfin, à une température plus élevée (à la chaleur rouge), l'acide sulfurique lui-même se décompose et laisse dégager de l'oxygène et de l'acide sulfureux, ordinairement dans le rapport d'un volume d'oxygène pour deux vol. d'acide sulfureux. Lorsque l'oxygène se trouve en proportion moins considérable, c'est qu'une partie sert à faire passer l'oxyde à un degré supérieur d'oxydation. Si la base a beaucoup d'affinité pour l'oxygène, on obtient un oxyde pour résidu. Ainsi les sulfates de fer, de zinc et de cuivre, laissent, après leur calcination, de l'oxyde de fer, de zinc, de cuivre. Si la base a peu d'affinité pour l'oxygène, on a pour résidu le métal pur. Le sulfate d'argent est dans ce cas. Tous les sulfates, même ceux que la chaleur ne décompose point, sont décomposés quand on les chauffe avec des corps qui peuvent absorber de l'oxygène et se transformer en des composés fixes ou volatils : le bore et le phosphore décomposent tous les sulfates à l'aide de la chaleur, *sans dégagement d'acide sulfureux*. Après l'opération, on a, à la place du sulfate, un phosphate ou un borate indécomposable, mêlé à une plus ou moins grande quan-

tivité de sulfure. Tous les sulfates sont décomposés par le charbon à l'aide de la chaleur. L'acide sulfurique est réduit à l'état de soufre qui se combine avec le métal désoxydé, pour donner naissance à un sulfure. Les sulfates métalliques ne donnent, dans ce cas, qu'une partie du sulfure qu'ils pourraient donner réellement; tandis que les sulfates alcalins, de même que les sulfates de plomb et de magnésie, donnent une quantité de sulfure équivalente à tout le soufre de l'acide sulfurique contenu dans le sulfate. Tous ces sulfures dégagent, à l'air humide, l'odeur d'œufs pourris caractéristique de l'hydrogène sulfuré. Si le sulfate métallique traité par le charbon donne peu ou point de sulfure, il faudra préalablement mêler le charbon avec du carbonate de potasse ou de soude. Il se formera d'abord un sulfate de potasse, sur lequel le charbon exerce ensuite son action décomposante; et l'on aura pour résidu un sulfure qui exhalera, à l'air humide ou dans l'eau, l'odeur de l'hydrogène sulfuré, qui noircit une lame de plomb ou d'argent. Dans tous les cas, si le charbon est en excès par rapport au sulfate, il ne se dégagera que de l'acide carbonique. Si, au contraire, le sulfate est en excès par rapport au charbon, il ne se dégagera que de l'oxyde de carbone. Dans les proportions intermédiaires, on aura un mélange d'acide carbonique et d'oxyde de carbone.

**Solubilité.** La plupart des sulfates sont solubles. Les moins solubles sont les sulfates de chaux, de strontiane, d'antimoine, de bismuth, et de plomb. Mais le plus insoluble de tous, c'est le sulfate de baryte. Aussi, une très-petite quantité de sulfate soluble précipite-t-elle un atome de baryte. Le précipité est blanc, pesant, tout à fait insoluble dans l'eau, dans les alcalis et dans les acides, à l'exception de l'acide sulfurique bouillant qui en dissout un peu. Les sulfates solubles dans l'eau sont à peine solubles dans l'alcool. D'où il résulte qu'en versant de l'alcool dans de l'eau de puits, qui renferme ordinairement beaucoup de sulfate de chaux (plâtre) en dissolution, on obtient un abondant précipité blanc de sulfate de chaux. Quand on fait

bouillir, pendant deux heures environ, du sulfate de baryte insoluble avec 5 à 6 fois de son poids de carbonate de potasse en dissolution, il s'opère un double échange : à mesure qu'il se forme du carbonate de baryte, il se produit du sulfate de potasse ; et c'est cette quantité de sulfate de potasse qui fait reconnaître la quantité correspondante de sulfate de baryte, puisque la même quantité d'acide sature toujours une quantité équivalente de base. C'est ainsi qu'on arrive à transformer un sel insoluble (sulfate de baryte) en un sel soluble correspondant (sulfate de potasse). Ce moyen, découvert par Dulong, offre de grands avantages dans certains cas d'analyse.

*Composition.* Dans les *sulfates neutres*, l'oxygène de la base est le tiers de l'oxygène de l'acide ; 1 équivalent d'acide est uni à 1 équivalent de base. Dans les sulfates acides (*bisulfates*), la quantité de l'acide est le double de la quantité de l'acide qui existe dans le sulfate neutre. Il y a un certain nombre de sulfates basiques, dans lesquels la base est un multiple par 3, par 6, rarement par 2.

MO, SO<sup>3</sup> (sel neutre)

MO, (SO<sup>3</sup>)<sup>2</sup> (bisel)

2 MO, SO<sup>3</sup> (sel bibasique)

3 MO, SO<sup>3</sup> (sel tribasique)

6 MO, SO<sup>3</sup> (sel sexbasique).

*Préparation.* Beaucoup de sulfates, et particulièrement les sulfates alcalins et terreux, se rencontrent tout formés dans la nature. On les prépare par voie de double décomposition. Ainsi, pour préparer le sulfate de plomb, on verse du sulfate de soude (ou tout autre sulfate soluble) dans du nitrate ou de l'acétate de plomb : il se forme aussitôt un précipité blanc de sulfate de plomb, et du nitrate ou de l'acétate de soude qu'on sépare par le filtre.

*Acide hyposulfurique.*SYNONYME. *Unterschwefelsäure* (allemand.).

*Propriétés physiques.* L'acide hyposulfurique est liquide, incolore, inodore, d'une saveur franchement acide. En le faisant bouillir, il abandonne de l'eau ; puis, arrivé à la densité de 1,347, il se décompose en acide sulfureux qui se dégage et en acide sulfurique qui reste. Dans le vide, il se décompose à froid.

*Propriétés chimiques.* Chauffé vers 100°, il se décompose et précipite alors les sels de baryte. L'acide hyposulfurique produit, en se combinant avec les oxy-bases, des hyposulfates remarquables par leurs belles cristallisations. C'est un acide très-peu stable.

100 parties d'acide hyposulfurique se composent de 44,59 de soufre et de 55,41 d'oxygène.

*Préparation.* En faisant arriver du gaz acide sulfureux sur du peroxyde de manganèse, il se forme, par la fixation d'une certaine quantité d'oxygène, un sel soluble particulier, qui ne précipite pas les sels de baryte comme les sulfates solubles. Ce sel est un hyposulfate, qu'on peut, par voie de double décomposition, transformer en hyposulfate de baryte soluble. En ajoutant ensuite à l'hyposulfate de baryte, de l'acide sulfurique, on précipite toute la baryte à l'état de sulfate, et l'acide hyposulfurique reste en dissolution. C'est en opérant ainsi que M. Gay-Lussac a, le premier, découvert cet acide.

*Composition.* L'acide hyposulfurique se compose de 1 équivalent de soufre et de  $2\frac{1}{2}$  éq. d'oxyg. ; ou de 2 éq. de soufre et de 5 éq. d'oxyg. De là, sa formule =  $S^2O^4$  ou  $S^{\cdot\cdot}$ .

*Hyposulfates.*

Ces sels forment de beaux cristaux. Traités par l'acide sulfurique étendu, ils ne présentent rien de remarquable à

froid. Traités de la même manière à chaud, ils dégagent de l'acide sulfureux, en même temps qu'une partie de l'acide hyposulfurique se change en acide sulfurique. L'acide sulfurique concentré agit à froid comme l'acide sulfurique étendu, à l'aide de la chaleur. Ils sont permanents et inaltérables à l'air.

*Action de la chaleur.* Exposés à la chaleur, tous les hyposulfates se transforment en sulfates, avec dégagement d'acide sulfureux. Calcinés avec du charbon, du fer, du cuivre, etc., ils donnent les mêmes résultats que les sulfates, seulement la quantité d'oxygène qu'ils dégagent est un peu moindre.

*Solubilité.* Tous les hyposulfates sont solubles; aucun d'eux ne précipite les sels de baryte. Cette grande solubilité est un des caractères les plus remarquables des hyposulfates.

*Composition.* Un équivalent d'acide est uni à un équivalent de base. Formule d'un hyposulfate :  $=S^2O^3,MO$ .

*Préparation.* Dans le traitement du peroxyde de manganèse par l'acide sulfureux, il se produit un mélange de sulfate et d'hyposulfate de manganèse soluble dans l'eau. En y ajoutant de la chaux, on précipite l'oxyde de manganèse et en même temps l'acide sulfurique à l'état de sulfate de chaux. Il reste en dissolution de l'hyposulfate de chaux. On prépare facilement les autres hyposulfates par voie de double décomposition.

### *Acide hyposulfureux.*

SYNON. *Acide sulfo-sulfurique* (Persoz), *Unterschwefligesäure* (allemand).

Cet acide n'a point été isolé jusqu'ici (1).

*Préparation.* L'acide hyposulfureux a été découvert par M. Gay-Lussac, en faisant agir une dissolution d'acide sulfu-

---

(1) M. Persoz vient d'annoncer à l'Académie royale des sciences, qu'il est parvenu à isoler l'acide hyposulfureux en traitant l'hyposulfite de potasse par l'acétate de plomb, et en précipitant celui-ci par l'hydrogène sulfuré. « L'acide hyposulfureux ainsi obtenu, est, dit l'auteur, blanc et rougit

reux dans l'eau, sur du zinc. Dans cette action, il ne se dégage point d'hydrogène. Le métal s'oxyde en s'emparant de la moitié de l'oxygène de l'acide sulfureux ( $\text{SO}^2$ ), et l'autre moitié, restant combinée avec le même équivalent de soufre, forme un acide de soufre particulier, qui porte le nom d'acide hyposulfureux.

*Propriétés chimiques.* Combiné avec les oxy-bases, il forme des hyposulfates qui sont tous solubles. Quand on cherche à isoler l'acide hyposulfureux, en lui substituant un acide plus fort, il se décompose en soufre qui se dépose (1 équivalent), et en acide sulfureux qui se dégage.

*Composition.* 100 parties d'acide hyposulfureux, se composent de

|       |            |
|-------|------------|
| 66,80 | de soufre, |
| 33,20 | d'oxygène. |

Sa formule est  $\text{S}^2\text{O}^3$  ou  $\ddot{\text{S}}$ , qui représente 1 éq. d'acide saturant 1 éq. de base.

### *Hyposulfites (sulfo-sulfates, Persoz).*

Ces sels ont une saveur sulfureuse. Traités par les acides, ils se décomposent tous en soufre qui se dépose avec une apparence laiteuse, et en acide sulfureux, qui se dégage; leur cristallisation est prismatique. Exposés à l'air, ils se transforment successivement en sulfites et en sulfates, par suite de l'absorption de l'oxygène.

*Action de la chaleur.* Tous les hyposulfites sont décomposés par la chaleur seule, et à plus forte raison par la chaleur aidée de quelque corps combustible. En calcinant un hypo-

---

fortement la teinture de tournesol. On le concentre dans une étuve ou dans le vide. Vers le point d'ébullition, il se décompose en soufre et en acide sulfureux. Il décompose à froid les carbonates de potasse, de soude, de chaux, de magnésie et de plomb. L'acide sulfurique concentré le décompose avec dépôt de soufre en s'emparant de l'acide sulfureux (*Comptes rendus des séances de l'Académie*, 6 avril 1840). »

sulfite à l'air ou au contact de l'oxygène, on obtient un sulfate, un sulfure et du soufre qui se dégage.

*Solubilité.* Ils sont, à l'exception d'un petit nombre, tous solubles dans l'eau.

*Composition.* Un équivalent d'acide hyposulfureux ( $S'O^2$ ) uni à un équivalent de base ( $MO = S'O^2, MO$ ).

*Préparation.* Les hyposulfites, dont quelques-uns peuvent exister naturellement dans les eaux sulfureuses, comme celles de Barèges, se préparent de différentes manières : 1° en chauffant une dissolution de sulfite de potasse avec du soufre ; les cristaux d'hyposulfite de potasse se déposent par refroidissement ; 2° les sulfures alcalins exposés à l'air se transforment, au bout de quelque temps, en hyposulfites ; 3° en versant de l'acide sulfureux dissous dans un polysulfure ; 4° en faisant arriver un courant d'hydrogène sulfuré dans un polysulfure.

On désignait autrefois les hyposulfites par le nom de sulfites sulfurés, en admettant, non pas une combinaison, mais une simple dissolution de soufre dans un sulfite. L'hyposulfite le plus anciennement connu est l'hyposulfite de soude. On l'obtenait en grand dans la fabrication de la soude par des procédés imparfaits.

#### SÉLÉNIUM.

*ÉTYMOLOGIE.* Le nom de sélénium vient de *σελήνη*, lune, par opposition avec *tellus* (*telluris*) terre.

*Propriétés physiques.* Le sélénium se présente sous forme de poussière d'un rouge brique foncé. Fondu et réduit en morceaux compacts, il a un éclat métallique qui rappelle celui du plomb. A la température ordinaire il est friable et à cassure vitreuse conchoïde. A la température de l'eau bouillante, il devient mou comme de la cire et se laisse réduire, comme le soufre, en fils très-minces. Il fond vers 130° et bout



vers  $400^{\circ}$  en donnant des vapeurs jaunes, semblables aux vapeurs de soufre ; comme celui-ci , il donne alors , en se déposant sur des corps froids , des fleurs de sélénium d'un rouge brun foncé. Le sélénium est susceptible de cristalliser dans l'acide sulfurique concentré. Sa densité est 2,132.

*Propriétés chimiques.* Le sélénium a la plus grande analogie avec le soufre. Comme celui-ci , il brûle à l'air avec une flamme pâle , livide , pour donner naissance à de l'acide sélénieux ayant la même composition que l'acide sulfureux qui se produit dans les mêmes circonstances. Et , en absorbant 1 équiv. d'oxygène de plus , il forme l'acide séléinique  $\text{Se O}^3$ , tout à fait analogue à l'acide sulfurique  $\text{So}^3$ . L'hydrogène sélénié a également la même composition que l'hydrogène sulfuré :  $\text{Se H}^2 = \text{S H}^2$ . Avec les métaux , il forme des séléniures analogues aux sulfures.

*Caractère essentiel.* Brûlé au contact de l'air , il répand une odeur de chou pourri.

La formule du sélénium est  $\text{Se} = 494,582$ .

*État.* Le sélénium ne paraît pas exister en grande quantité dans la nature. Il accompagne fréquemment le soufre , avec lequel il est isomorphe. On a trouvé , pour la première fois , le sélénium dans les dépôts de soufre ramassé dans les chambres de plomb qui servent à la préparation du soufre. Il existe dans le vitriol fumant de Kraslitz en Bohême , dont il est précipité par l'addition de l'eau , sous forme de poussière rouge. Il existe en assez grande quantité dans quelques minerais de séléniure de plomb du Harz , près Clausthal. Ce minéral contient 28,11 p. c. de sélénium (1).

*Préparation.* On fait arriver sur du séléniure de plomb

---

(1) Il est probable que le sélénium existe conjointement avec le soufre dans beaucoup de plantes de la famille des crucifères , et que l'odeur du chou pourri et du rai fort est précisément due à la présence d'un composé sélénié , comme que l'odeur des œufs pourris est due à la présence d'un composé de soufre.

un courant de chlore : le sélénium est déplacé par le chlore qui prend sa place. Il se produit un chlorure de plomb fixe, et, le chlore étant en excès, un chlorure de sélénium volatil. Celui-ci, dissous dans l'eau, se décompose en acide sélénieux et en acide chlorhydrique; et en mettant la liqueur contenant ces deux acides en contact avec du sulfite d'ammoniaque, on obtient le sélénium qui précipite (1).

*Théorie.* L'acide chlorhydrique déplace l'acide sulfureux du sulfite d'ammoniaque; et l'acide sulfureux s'emparant de l'oxygène de l'acide sélénieux, passe à l'état d'acide sulfurique, tandis que l'acide sélénieux se réduit. On pourrait également mettre le chlorure de sélénium en contact avec du proto-chlorure d'étain qui, en passant à l'état de perchlorure, enlèverait tout le chlore du chlorure de sélénium, et le sélénium se précipiterait.

*Usages.* Le sélénium peut remplacer le soufre.

*Historique.* Le sélénium a été découvert, à la fin de 1816, par M. Berzélius, qui l'a rangé à tort parmi les métaux.

### *Acide sélénhydrique.*

SYNON. *Acide hydrostlénique, hydrogène sélénié, Selenwasserstoff* (allemand).

*Propriétés physiques.* L'acide sélénhydrique est un composé gazeux, incolore, d'une odeur semblable à celle du raifort et irritant fortement la muqueuse des fosses nasales. Il suffit d'une très-petite quantité pour produire dans le nez et sur les yeux un picotement très-vif. Il est un peu plus soluble dans l'eau que l'acide sulfurique avec lequel il a la plus

---

(1) M. H. Rose remarque (*Annal. de Pogg.*, 1839) qu'il n'a jamais pu de cette manière obtenir le sélénium, qu'autant qu'il faisait longtemps bouillir la liqueur avec le sulfite alcalin et de l'acide chlorhydrique. Évidemment, ajoute M. Rose, on opère ici, non pas sur l'acide sélénieux (comme le prétend Berzélius), mais sur l'acide sélénié qui n'est réductible qu'à chaud et assez incomplètement.

grande analogie. Il est inflammable et brûle avec une flamme semblable à celle de l'acide sulfhydrique.

*Propriétés chimiques.* C'est un acide faible comme l'acide sulfhydrique. Il tache la peau en rouge foncé. Sa dissolution aqueuse, exposée à l'air, dépose, à la longue, du sélénium sous la forme de poussière d'un rouge cinabre. Il se comporte, du reste, en tout point, comme l'acide sulfhydrique.

*Préparation.* On le prépare comme l'acide sulfhydrique ; seulement, à la place d'un sulfure, on prend un séléniure qu'on traite par un acide. L'acide sélénydrique se dégage à l'état de gaz.

*Composition.* L'acide sélénydrique a une composition analogue à celle de l'acide sulfhydrique. 100 parties d'acide sélénydrique se composent de

|                      |
|----------------------|
| 97,53876 de sélénium |
| 2,46124 d'hydrogène. |

Sa formule est  $= \text{Se H}$  ; ( $\text{Se H}^2$ ), l'équivalent du sélénium étant 494,582.

*Historique.* L'acide sélénydrique a été découvert, en 1817, par M. Berzélius.

### *Séléniures.*

Les séléniures sont tout à fait analogues aux sulfures. Tout ce que nous avons dit de ces derniers peut, avec quelques légères modifications, s'appliquer aux séléniures. Les séléniures sont isomorphes avec les sulfures, et s'accompagnent dans un grand nombre de minerais et de composés organiques. Traités par un acide, ils dégagent de l'acide sélénydrique, tout comme les sulfures qui, placés dans les mêmes conditions, dégagent de l'acide sulfhydrique.

La solubilité, la composition et la préparation des séléniures rappellent celles des sulfures.

*Acide sélénieux.*SYNONYMES. *Selenigsaure* (allemand).

*Propriétés physiques.* L'acide sélénieux est un composé solide, cristallisant sous forme d'aiguilles tétraèdres, très-longues, sans odeur et douées d'une saveur caustique et acide. Il attire l'humidité de l'air, étant très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. Soumis à l'action de la chaleur, il fond et se volatilise sans se décomposer; il est donc très-stable.

*Propriétés chimiques.* Il rougit la teinture du tournesol.

L'acide sulfureux lui enlève son oxygène et le réduit à l'état de sélénium, sous forme d'une poudre rouge. Pour faire cette expérience, on se sert d'un sulfite alcalin, dont on dégage l'acide sulfureux en y ajoutant de l'acide chlorhydrique. (Voyez *préparation du sélénium*.)

*Préparation.* On obtient l'acide sélénieux en brûlant le sélénium au contact de l'air ou de l'oxygène, comme on obtient l'acide sulfureux en brûlant le soufre dans ces mêmes circonstances.

*Composition.* L'acide sélénieux se compose de 1 équivalent de sélénium et de 2 équivalents d'oxygène. Sa formule est  $\text{Se O}^2$  ou  $\text{Se}$ .

Il n'y a point de composé d'oxyde de sélénium. Ce que quelques auteurs ont décrit sous ce nom, n'est que de l'acide sélénieux impur.

*Sélénites.*

Ces sels sont analogues aux sulfites par leur composition, ( $\text{MO}$ ,  $\text{Se O}^2$ ), par leurs propriétés physiques et chimiques. Les sélénites sont un peu plus stables que les sulfites avec lesquels ils sont isomorphes. Chauffés avec du charbon, ils donnent lieu à des vapeurs de sélénium et à un dégagement d'acide carbonique ou d'oxyde de carbone, suivant que le charbon ou le sélénite est en excès. Les sélénites sont, à l'exception des sélénites alcalins, en général peu solubles dans l'eau.

Les *bisélenites* et les *quadrisélenites* sont peu connus, et leur existence est encore douteuse.

*Caractères distinctifs.* Les sélenites, traités par l'acide chlorhydrique et un sulfite d'ammoniaque (sulfite alcalin), donnent naissance à un précipité de sélénium sous forme de flocons rouges. Il faut opérer à chaud pour que l'action soit complète.

On prépare les sélenites comme les sulfites.

### *Acide sélénique.*

SYNONYME. *Selensäure* (allemand).

*Propriétés physiques.* L'acide sélénique est tout à fait analogue à l'acide sulfurique. Il est liquide, caustique, inodore, et contient toujours de l'eau. Sa densité est 2,6. Il est volatil et peut être distillé. Chauffé au delà de 288°, il se décompose en oxygène et en acide sélénieux. Mis, en excès, en contact avec de l'eau, il produit une élévation de température, comme l'acide sulfurique placé dans les mêmes circonstances.

*Propriétés chimiques.* Il rougit la teinture de tournesol, comme l'acide sulfurique. Il n'est point décomposé par l'acide sulfureux.

Avec les bases, il forme des séléniates isomorphes avec les sulfates. Il est impossible de distinguer, par le simple aspect, les séléniates cristallisés des cristaux des sulfates.

*Préparation.* On projette un mélange de sélénium pulvérisé et de nitre (azotate de potasse) dans un creuset chauffé au rouge. Il y a déflagration et formation d'acide sélénique, qui, en se portant sur la potasse du nitre, forme un séléniate de potasse. Celui-ci, par voie de double décomposition, est transformé en séléniate de plomb; et, en traitant le séléniate de plomb par l'acide sulfhydrique, on obtient du sulfure de plomb insoluble et de l'acide sélénique qui reste en dissolution. Le filtre opère la séparation. H. Rose propose (*Ann. de*

*Poggendorf*, 1839) de préparer l'acide sélénique en faisant arriver dans une dissolution aqueuse de chlorure de sélénium, du chlore gazeux. L'acide chlorhydrique ne réduit pas l'acide sélénique avec lequel il se trouve mêlé.

*Composition.* Dans les sélénates, comme dans les sulfates, l'oxygène de l'acide est le triple de l'oxygène de la base.

L'acide sélénique se compose de 1 éq. de sélénium et de 3 éq. d'oxygène. Sa formule est  $= \text{Se O}^3$  ou  $\text{Se}$ .

*Historique.* L'acide sélénique a été découvert par Mitscherlich et Nitzsch, en 1827.

### *Sélénates.*

Ces sels sont analogues aux sulfates par leur composition ( $\text{MO, Se O}^3$ ), par leurs propriétés physiques et chimiques. Les sélénates de baryte, de strontiane, de chaux et de plomb sont insolubles comme les sulfates correspondants, avec lesquels ils sont isomorphes. Les sélénates de fer, de cuivre et de zinc dégagent, par la chaleur, de l'oxygène et de l'acide sélénieux, duquel on peut retirer du sélénium, au moyen de l'acide chlorhydrique et d'un sulfate alcalin.

On prépare les sélénates comme les sulfates.

### TELLURE,

SYNONYME. *Sylvan.*

*Propriétés physiques.* Le tellure est solide, d'un blanc bleuâtre, friable et à cassure lamelleuse. Sa densité est 6,25. Il fond environ vers 500°. Chauffé un peu au-dessous de son point de fusion, au contact de l'air, il brûle avec une flamme bleue, en répandant des vapeurs douées d'une odeur de raifort très-piquante. Cette odeur tient à la présence du sélénium, avec lequel le tellure, comme le soufre, se trouve ordinairement combiné. Chauffé davantage, il se volatilise et peut se condenser ensuite sous forme cristalline. On le distille facilement à l'aide d'un courant d'hydrogène.

*Propriétés chimiques.* On connaît deux combinaisons de l'oxygène avec le tellure : l'acide tellureux et l'acide tellurique. Le tellure se dissout, comme le soufre, dans l'acide sulfurique concentré. La dissolution est d'un rouge purpurin ; en y ajoutant de l'eau, on en précipite le tellure. Il se combine en deux proportions avec le chlore, et donne naissance à un perchlorure blanc, cristallin, et à un protochlorure noir, répandant, par l'action de la chaleur, des vapeurs violettes. Il donne, avec les métaux, des tellures analogues aux sulfures et aux sélénures.

La formule du tellure est  $\text{Te} = 801,760$ .

*État.* Le tellure est peu répandu dans la nature. Isomorphe avec le soufre et le sélénium, il accompagne ces corps dans leurs combinaisons avec le fer, le cuivre, le plomb (en Transylvanie) et le bismuth (à Schemnitz en Hongrie). On le rencontre également dans quelques mines d'or et d'argent.

*Préparation.* Comme le soufre, on prépare le tellure par voie de sublimation. On en facilite la distillation à l'aide d'un courant d'hydrogène. Il faut opérer à l'abri du contact de l'air. Si le tellure est mêlé de soufre, ce dernier se volatilise longtemps avant le tellure, de manière que la séparation en est facile.

*Historique.* Le tellure a été découvert par Müller de Reichenstein, en 1782.

### *Acide tellurhydrique.*

SYNON. *Acide hydrotellurique, hydrogène telluré, Tellurwasserstoff* (allemand).

*Propriétés physiques.* L'acide tellurhydrique est un gaz incolore, rappelant l'odeur du gaz acide sulfhydrique, avec lequel il a beaucoup d'analogie. Sa dissolution aqueuse est d'un rouge pâle. Il est inflammable et brûle avec une flamme bleuâtre.

*Propriétés chimiques.* Il rougit faiblement la teinture de tournesol. Ses propriétés acides sont peu prononcées. Sa dis-

solution aqueuse, exposée à l'air, laisse déposer du tellure. En brûlant, il donne de l'acide tellureux et de l'eau. Il est décomposé par le chlore. Lorsque l'acide tellurhydrique est en excès par rapport au chlore, il se forme un perchlorure de tellure blanc qui se précipite. Le soufre le décompose à l'aide de la chaleur, en le transformant en persulfure noir. Il précipite plusieurs sels métalliques, en donnant naissance à des tellures généralement noirs.

*Préparation.* On le prépare en traitant un tellurure (de fer, de potassium) par un acide fort.

*Composition.* L'acide tellurhydrique se compose, comme les acides sulfhydrique et sélénhydrique, d'un équivalent de soufre et d'un équivalent (2 volumes) d'hydrogène. Sa formule est  $\text{Te H}$  ( $\text{Te H}^2$ );  $\text{Te}$  étant l'équivalent du tellure = 801,76.

### *Acide tellurique.*

*Propriétés physiques et chimiques.* L'acide tellurique est solide. Il paraît présenter deux modifications isomériques, comme l'acide tellureux. Dans l'une de ces modifications, il est sous forme de beaux prismes hexaèdres, terminés par une pyramide quadrilatère. Ces cristaux contiennent de l'eau, qu'ils perdent seulement au delà de  $100^\circ$ . Et alors, l'acide présente une autre modification isomérique, dans laquelle il a l'aspect d'une poudre jaune orangée, insoluble dans l'eau. Soumis à une température élevée, comme l'acide sulfurique, il se décompose en oxygène et en acide tellureux. Avec les bases, il forme des tellurates qui, étant chauffés, se décomposent en oxygène et en acide tellureux.

*Préparation.* On obtient l'acide tellurique en traitant le tellure convenablement par l'acide nitrique.

*Composition.* L'acide tellurique contient 1 équivalent d'oxygène de plus que l'acide tellureux. Sa formule est  $\text{Te O}^3$ , tout à fait analogue à celle de l'acide sulfurique  $\text{SO}^3$ .



*Tellurates.*

Ces sels sont peu connus et isomorphes avec les sulfates. Ils se décomposent, par la chaleur, en oxygène et en acide tellureux.

*Acide tellureux.*

SYNONYME. *Oxyde de tellure.*

*Propriétés physiques et chimiques.* L'acide tellureux est solide, blanc. Un peu au dessous de la chaleur rouge il fond et bientôt se volatilise. Il paraît présenter deux modifications isomériques; l'une peu soluble dans l'eau et à propriétés acides presque nulles, l'autre assez soluble dans l'eau et chassant l'acide carbonique des carbonates alcalins, pour former des tellurites cristallisables. Ceux-ci, mis en contact avec l'acide sulfureux, donnent un précipité blanc de tellure.

*Composition.* 100 parties d'acide tellureux se composent de 80, 2121 de tellure,  
19, 7879 d'oxygène.

Sa formule est  $\text{Te O}_2$ , analogue à celle de l'acide sulfureux.

*Préparation.* En brûlant le tellure au contact de l'air, on obtient l'acide tellureux comme on obtient, avec le soufre, l'acide sulfureux.

*Tellurites.*

Ces sels sont peu stables très-peu connus, et probablement isomorphes avec les sulfites.

## DEUXIÈME FAMILLE.

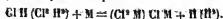
CHLORACÉS (*chloracea*).

Cette famille est une des plus naturelles du règne minéral; elle comprend : le *chlore*, le *brôme*, l'*iode*, le *fluor* et le *cyanogène* (1). Tous ces corps sont isomorphes, et peuvent, dans leurs combinaisons, se substituer les uns aux autres sans changer le type ni la forme du composé. Les composés de chlore, de brôme, d'iode, se rencontrent presque constamment ensemble dans la nature. Voici les principales analogies qui peuvent être invoquées en faveur de l'établissement de la famille des chloracés :

1° Le chlore, le brôme, l'iode, le fluor et le cyanogène se combinent avec l'hydrogène, pour former des hydracides qui ont tous une composition analogue. En effet :

| Formules en volumes<br>(atomes), | en<br>équivalents.                                                   |
|----------------------------------|----------------------------------------------------------------------|
| $\text{Br}^2 \text{H}^2 =$       | $\text{Br H} = 4 \text{ vol.} = 1 \text{ éq. d'acide bromhydrique.}$ |
| $\text{I}^2 \text{H}^2 =$        | $\text{I H} = \text{ » } = \text{ » d'acide iodhydrique.}$           |
| $\text{Fl}^2 \text{H}^2 =$       | $\text{Fl H} = \text{ » } = \text{ » d'acide fluorhydrique.}$        |
| $\text{Cy}^2 \text{H}^2 =$       | $\text{Cy H} = \text{ » } = \text{ » d'acide cyanhydrique.}$         |

2° Les hydracides des chloracés attaquent les métaux avec dégagement d'hydrogène. Il y a formation d'un composé dans lequel le chlore, le brôme, l'iode, le fluor et le cyanogène sont représentés chacun par deux atomes (volumes) ou un équivalent :



Les oxybases sont attaquées par ces hydracides sans dégagement d'hydrogène :



Les chlorures, bromures, iodures, fluorures et cyanures sont isomorphes entre eux.

3° Les métaux qui se combinent facilement avec le chlore ont aussi une grande tendance à se combiner avec le brôme, l'iode, le fluor et

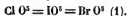
---

(1) Bien que le cyanogène soit un corps composé, il fonctionne comme un corps simple, et particulièrement comme le chlore, le brôme, l'iode, le fluor. Cela suffit pour le ranger dans la famille des chloracés. Qui oserait d'ailleurs affirmer que le chlore, le brôme, l'iode, etc., sont des corps absolument simples ?

le cyanogène. L'or, l'argent, le platine, le palladium, le rhodium, sont dans ce cas.

4° Les chloracés ne se combinent pas généralement par *voie directe* avec l'oxygène. Les composés d'oxygène et de chlore, de brome, de fluor, etc., sont ordinairement acides et peu stables; ils cèdent facilement leur oxygène aux corps qui en sont avides.

Les oxacides de chlore, de brome et d'iode ont une composition analogue, et ils sont isomorphes entre eux.



Les chlorates sont isomorphes avec les iodates et bromates, de même que les perchlorates le sont avec les periodates.

5° Les composés des chloracés sont générale- hydres et vo-  
latils. On les obtient par voie sèche ou par voie de sublimation.

6° De tous les corps élémentaires, les chloracés sont les seuls qui soient sensiblement solubles dans l'eau, qu'ils décomposent à la longue, particulièrement sous l'influence de la lumière.

Le chlore, le brome, l'iode et le cyanogène revêtent facilement la forme solide, liquide ou gazeuse, suivant les circonstances dans lesquelles on les place.

### CHLORE.

ÉTYMOLOGIE. Chlore vient du grec *χλωρός* (jaune verdâtre) pour rappeler la couleur de ce corps.

SYNONYMES. *Acide muriatique oxygéné*, *chlorine* (anglais), *halogène*, *esprit de sel déphlogistiqué*.

*Propriétés physiques.* Le chlore est un corps gazeux à la température et à la pression ordinaires. Il est d'une couleur jaune verdâtre. Il a une odeur particulière *sui generis*. Sa densité est 2,44634. Un litre de gaz chlore, à la température et à la pression ordinaires, pèse 3 gram. 17017. L'eau, dans ces mêmes circonstances, dissout deux fois son volume de chlore. Le chlore est de tous les corps simples le plus soluble dans l'eau; car les corps simples sont en général insolubles dans ce véhicule. La dissolution aqueuse du chlore est d'une densité de 1,003; elle a les mêmes propriétés que le

---

(1) Il y ici une lacune évidente : l'acide perbromique reste à découvrir.

chlore gazeux. La lumière décompose cette dissolution (Voy. *prop. chim.*). L'eau chlorurée laisse, à la température de quelques degrés au-dessous de zéro, déposer des cristaux d'hydrate de chlore de couleur jaunâtre, et d'une densité de 1,2. Les cristaux d'hydrate de chlore contiennent, suivant Faraday, 28 p. cent. de chlore. En chauffant ces cristaux jusqu'à 23°, dans un tube de verre fermé des deux bouts, on obtient deux couches de liquide; l'une, d'un jaune pâle, qui est de l'eau saturée de chlore; l'autre plus pesante, d'un vert jaunâtre, qui est du chlore liquide anhydre, réfractant la lumière moins fortement que l'eau. C'est de cette manière que Faraday a obtenu, pour la première fois, du chlore anhydre liquide. Une pression de 4 atmosphères, à la température de 15°, suffit pour faire passer le chlore à l'état liquide. Si nous existions dans une pareille atmosphère, le chlore se présenterait à nous comme un corps liquide. Mais, dans les circonstances dans lesquelles nous l'obtenons, il se comporte réellement comme un gaz permanent.

*Propriétés chimiques.* Le chlore, dissous dans l'eau, se décompose sous l'influence de la lumière : il se produit de l'acide chlorhydrique qui reste dissous dans l'eau non décomposée, et de l'oxygène qui se dégage ou qui vient occuper la partie supérieure du flacon bien fermé. Le chlore se combine directement avec l'hydrogène, à volumes égaux et sans condensation, pour donner naissance à de l'acide chlorhydrique. Mais cette combinaison n'a lieu qu'à la lumière diffuse ou à la lumière directe du soleil. A la lumière diffuse, elle est lente, mais néanmoins complète; à la lumière directe, elle a lieu instantanément, avec explosion et dégagement de lumière. Dans l'obscurité, la combinaison ne s'opère point; le chlore et l'hydrogène peuvent y être conservés indéfiniment à l'état de mélange.

Le chlore ne se combine avec l'oxygène que par voie indirecte; les composés qui en résultent sont peu stables et cèdent facilement leur oxygène aux corps qui en sont avides.

Le chlore, comme l'oxygène, se combine directement avec presque tous les métaux, et forme des chlorures dont les uns sont basiques (*chlorobases*), les autres acides (*chloracides*) et d'autres enfin *indifférents* ou neutres. Ces combinaisons ont quelquefois lieu avec élévation de température et production de lumière. L'antimoine et le bismuth en poudre, le cuivre et le zinc en feuilles très-minces, peuvent servir pour constater ce fait. Le gaz chlore est absorbé en quantité considérable par les sulfures d'étain, de titane, d'antimoine et d'autres sulfures métalliques. Lorsqu'on fait arriver un courant de chlore dans du chlorure de soufre maintenu à quelques degrés au-dessous de zéro, on obtient un liquide oléagineux, blanc, distillant à  $145^{\circ}$ , fumant à l'air, plus pesant que l'eau, précipitant le nitrate d'argent et le sel de baryte. H. Rose regarde ce liquide, qu'il a le premier découvert, comme un *chloride de soufre analogue à l'acide sulfurique*.  $\text{SCl}^2 = \text{SO}^2$ .

Le chlore détruit sans retour le tournesol, l'indigo, et en général toutes les substances colorantes du règne végétal et du règne animal. Mais pour cela, la présence d'un peu d'eau est nécessaire. Probablement dans ce cas l'eau est décomposée. Il y a formation d'acide chlorhydrique et d'oxygène qui, à l'état naissant, se porte sur la matière colorante pour la dénaturer. Le chlore attaque énergiquement tous les corps organisés. Respiré pur, il excite la toux, le crachement de sang, et peut devenir mortel.

C'est un poison corrosif dont le contre-poison est l'ammoniaque. En faisant agir le chlore ou le brome sur l'indigo, on obtient un certain nombre de produits particuliers, récemment étudiés par M. Erdmann.

*Caractères distinctifs.* L'odeur, la couleur et la propriété qu'a le chlore de se combiner avec son volume d'hydrogène, pour former, sans condensation, de l'acide chlorhydrique qui donne, avec le nitrate d'argent, un précipité blanc, bleuis-  
sant à la lumière, insoluble dans l'eau, soluble dans l'ammo-

niaque ; tous ces caractères distinguent le chlore de tous les autres corps. M. Dumas a remarqué que les composés de chlore , et notamment les bougies stéariques contenant du chlore , brûlent avec une flamme jaune entourée d'un bord verdâtre.

Le chlore , comme corps élémentaire, est représenté par le signe Cl (équivalent = 442, 650 ; 2 volumes de chlore = Cl<sup>2</sup> (atomes).

*État.* Le chlore ne se trouve pas dans la nature à l'état de liberté. Mais il existe à l'état de chlorure de sodium , de potassium , de magnésium , de calcium , dans les eaux de la mer , dans les sources minérales , dans les cendres des végétaux ; et à l'état de chlorure de plomb , d'argent , de fer dans quelques espèces minérales.

*Préparation.* Quand on chauffe de l'acide chlorhydrique étendu avec du peroxyde de manganèse , on obtient un dégagement de chlore. Dans cette action , l'acide chlorhydrique (Cl H) se décompose ; son hydrogène forme de l'eau avec l'oxygène du peroxyde de manganèse , et le chlore devenu libre se partage en deux parties : l'une s'unit au manganèse pour former un chlorure de manganèse , et l'autre se dégage. Pour préparer convenablement le chlore , on chauffe dans une cornue , à demi remplie , un mélange fait avec 3 parties de sel marin , 2 p. de peroxyde de manganèse , et 2 p. d'acide sulfurique étendu dans 4 p. d'eau. Dans cette réaction , il se forme d'abord de l'acide chlorhydrique aux dépens du chlorure de sodium et de l'acide sulfurique (voy. *Acide chlorhydrique*) ; et l'acide chlorhydrique est ensuite décomposé comme nous venons de le dire. Il faut éviter de recevoir le chlore sur le mercure , car il attaque celui-ci ; il ne faut pas non plus le recevoir sur l'eau , puisqu'il s'y dissout. On peut recueillir le chlore dans un flacon rempli d'air , au fond duquel vient plonger le tube par lequel le chlore se dégage. Le gaz , à mesure qu'il y arrive , chasse l'air ; et , en vertu de sa densité , il remplit le flacon depuis le fond jusqu'à son ouverture. On reconnaît , par la couleur , si le flacon est à peu près rempli de chlore.

*Usages.* Le chlore est employé, le plus ordinairement, engagé dans une oxy-base (chlorure de chaux, de potasse) pour blanchir les étoffes tirées du règne végétal, comme le lin, le chanvre et le coton. Il détruit les étoffes animalisées en même temps qu'il les décolore (1). On emploie le chlore pour désinfecter l'air miasmatique et prévenir des maladies contagieuses. On l'a également employé, mais sans succès, dans le traitement de la phthisie pulmonaire. Le chlore est le meilleur contre-poison de l'acide prussique et de l'hydrogène sulfuré.

### *Acide chlorhydrique.*

SYNONYMES. *Acide hydrochlorique, gaz acide muriatique, esprit de sel, acidum muriaticum* (lat.), *Salzsäure, Chlorwasserstoffäure* (allemand.).

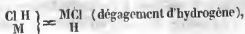
*Propriétés physiques.* L'acide chlorhydrique est un gaz incolore, fumant à l'air, en s'emparant des vapeurs d'eau qui existent constamment dans l'atmosphère. Il a une odeur suffocante qui rappelle un peu celle du chlore. Sa saveur est caustique et fortement acide. Sa densité (résultat de l'expérience) est 1,2474. Ce résultat diffère très-peu de celui que donne le calcul et qui est 1,25459 (Voy. *composition*). A la température de 10°, et, sous une pression de 40 atmosphères, le gaz acide chlorhydrique passe à l'état liquide (*Faraday*). Une série d'étincelles électriques le décompose en chlore et en hydrogène. L'acide chlorhydrique réfracte la lumière; son pouvoir réfringent est 1,527. La chaleur, pierre de touche de la stabilité des corps, ne le décompose pas; l'acide chlorhydrique est donc éminemment stable. Il est extrêmement soluble dans l'eau. L'eau se précipite dans une cloche remplie de gaz acide chlorhydrique, comme dans le vide. A la pression de 0<sup>m</sup>,76 et à la température de 0°, l'eau dissout 450 fois son volume de gaz acide chlorhydrique. A

---

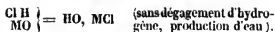
(1) C'est l'acide sulfureux qu'on emploie de préférence pour blanchir les étoffes animalisées, telles que la laine et la soie.

mesure que la pression diminue, ou, ce qui revient au même, à mesure que la température s'élève à 15°, 20°, 30°, etc., l'eau laisse échapper de plus en plus l'excès d'acide chlorhydrique dont elle était saturée à 0°; cependant, en continuant à élever la température, il arrive un point où l'eau n'abandonne plus d'acide chlorhydrique, et même à la température de l'ébullition, l'eau reste toujours acide. L'ébullition de l'eau est alors retardée; elle n'a lieu qu'à 106° et sa densité est 1, 2. La même chose n'arrive pas au gaz ammoniac également très-soluble dans l'eau; car, à une température élevée, toute l'ammoniaque, dissoute à une température plus basse, s'en va. Comme tous les corps solubles dans l'eau, le gaz acide chlorhydrique fait fondre la glace avec rapidité. Le charbon poreux absorbe plus de 500 fois son volume de gaz acide chlorhydrique (*Th. de Saussure*).

*Propriétés chimiques.* L'acide chlorhydrique, comme tous les acides puissants solubles, communique à la teinture de tournesol une couleur pelure d'ognon. Il éteint les bougies allumées, propriété qu'il a de commun avec beaucoup d'autres corps impropres à alimenter la combustion. Il est également irrespirable; il asphyxie les animaux en désorganisant leurs tissus comme le chlore. — L'acide chlorhydrique se combine directement avec beaucoup de métaux et d'oxy-bases pour donner naissance à des chlorures et non pas à des chlorhydrates. Avec les métaux, l'acide chlorhydrique se décompose: il y a *dégagement d'hydrogène* et le chlore se porte sur le métal pour former un chlorure. Avec les oxy-bases, l'acide chlorhydrique se décompose également; mais, *il ne se dégage pas d'hydrogène*: celui-ci s'unit à l'oxygène de la base, pour former de l'eau, et le métal de la base donne, comme dans le cas précédent, naissance à un chlorure avec le chlore de l'acide chlorhydrique décomposé. C'est ce qu'indique la formule suivante:







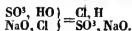
Quand on fait passer du gaz acide chlorhydrique sec, et des vapeurs d'acide sulfurique anhydre à travers un tube de porcelaine incandescent, on obtient pour résultat du chlore, de l'acide sulfureux et de l'eau.

*Caractères distinctifs.* L'acide chlorhydrique donne un précipité blanc cailleboté avec le nitrate d'argent. Ce précipité, noircissant à la lumière (chlorure d'argent), est complètement insoluble dans l'eau et dans les acides; mais, très-soluble dans l'ammoniaque. L'acide chlorhydrique précipite également les sels de plomb et de protoxyde de mercure solubles; mais ces précipités (chlorure de plomb et proto-chlorure de mercure), sont beaucoup moins insolubles dans l'eau que le chlorure d'argent. Les vapeurs d'ammoniaque mises en contact avec des vapeurs d'acide chlorhydrique produisent des vapeurs blanches très-épaisses de chlorure d'ammonium. Mêlé avec de l'acide azotique, l'acide chlorhydrique constitue l'eau régale (voy. *acide azotique*).

*État.* L'acide chlorhydrique n'existe guère à l'état de liberté qu'aux environs de quelques volcans. Les chlorures de sodium, de potassium, d'ammonium, de magnésium, de plomb, de fer, qui se rencontrent dans la nature, ne donnent naissance à de l'acide chlorhydrique qu'en contact avec des acides puissants.

*Préparation.* On prépare l'acide chlorhydrique avec du chlorure de sodium (sel marin), ou du sel ammoniac (chlorure d'ammonium), sur lequel on verse de l'acide sulfurique du commerce. La réaction a déjà lieu à froid, et il suffit d'élever légèrement la température pour faire dégager en abondance, le gaz acide chlorhydrique qu'il faut recueillir sur le mercure, parce que l'eau le dissout. *Explication.* L'eau de l'acide sulfurique du commerce est décomposée; son oxygène se porte sur le sodium pour former de la soude (oxyde de sodium) qui s'unit, à son tour, à l'acide sulfurique pour donner naissance à du sulfate de soude en résidu (*caput mortuum*)

dans la cornue; l'hydrogène de l'eau s'unit au chlore du chlorure de sodium décomposé, pour former de l'acide chlorhydrique qui se dégage. Voici l'expression de cette réaction :



Quand on fait arriver le gaz acide chlorhydrique dans l'eau, on obtient une dissolution saturée d'acide, qui est souvent colorée en jaune. Cette coloration tient à la décomposition des substances étrangères (substances organiques), que renferme le sel marin. Le lut employé, composé d'une argile ferrugineuse, peut aussi entrer pour quelque chose dans cette coloration; mais la couleur de l'acide chlorhydrique aqueux du commerce tient surtout à la présence d'un peu d'acide hyponitrique provenant de la décomposition du nitre que renferme presque toujours le sel marin ordinaire.

*Composition.* L'acide chlorhydrique se compose de volumes égaux de chlore et d'hydrogène, sans condensation.

$\text{Cl}^2 + \text{H}^2$  (atomes) =  $\text{Cl}, \text{H}$  (équivalent) = 4 vol. = 1 equiv. d'acide chlorhydrique saturant 1 équivalent de base.

Détermination de la densité de l'acide chlorhydrique par le calcul :

|         |                                         |
|---------|-----------------------------------------|
| 0,06885 | (poids de 1 vol. d'hydrogène)           |
| 2,44034 | (poids de 1 vol. de chlore)             |
| <hr/>   |                                         |
| 2,50919 | (poids de 2 vol. d'acide chlorhydrique) |
| 1,25459 | (densité de l'acide chlorhydrique).     |

Ce résultat ne s'éloigne pas beaucoup de celui donné par l'expérience directe (voy. *Propriétés physiques*).

*Analyse.* Lorsqu'on chauffe sur une cuve hydrargyro-pneumatique 100 vol. d'acide chlorhydrique avec du potassium dans un petit tube de verre gradué, on remarque que le mercure s'élève dans le tube, qu'il y a eu absorption de 50 vol. et que le résidu de 50 vol. est de l'hydrogène pur. Donc, il y a eu 50 vol. de chlore d'absorbés, qui, ajoutés aux 50 vol. d'hydrogène qui restent, ont produit les 100 vol. d'acide chlorhydrique employés dans l'analyse.

100 vol. de gaz acide chlorhydrique en poids , se composent de

97,26 de chlore  
2,74 d'hydrogène.

Ces données suffisent pour déterminer l'équivalent du chlore , celui de l'hydrogène étant supposé connu. En effet :

$$2,74 : 97,26 :: 12,4796 : x , =$$

442,650, nombre qui est l'équivalent du chlore , représentant, comme celui de l'hydrogène , 2 vol. (2 atomes).

*Usages.* L'acide chlorhydrique est quelquefois employé en médecine comme moyen désinfectant et comme caustique. Il sert à faire l'eau régale , souvent employée dans l'analyse des minéraux. L'acide chlorhydrique est le meilleur réactif des sels d'argent.

#### *Chlorures.*

Les chlorures résultant de la combinaison du chlore avec un corps élémentaire , ou de l'acide chlorhydrique avec une oxy-base , peuvent être *basiques* (chlorobases) , *acides* (chlor-acides) , ou *indifférents*. Les chlorures alcalins sont, en général, basiques vis-à-vis certains perchlorures métalliques (chlor-acides) , avec lesquels ils forment de véritables *chlorosels* (chlorures doubles). Dans ces chlorosels , le chlore de l'acide correspond au chlore de la base , comme dans les *oxysels* (sels proprement dits) , l'oxygène de l'acide correspond à l'oxygène de la base. Plus la proportion du chlore augmente dans un chlorure basique , plus celui-ci tend à devenir acide ; et sous ce rapport , le chlore présente une analogie de plus avec l'oxygène.

*Caractères distinctifs.* 1° Les chlorures sont , pour la plupart , *anhydres* et volatils. 2° Mis en contact avec de l'acide sulfurique , ils dégagent de l'acide chlorhydrique qui produit d'épaisses vapeurs blanches , au contact des vapeurs ammoniacales.

3° Chauffés avec de l'acide sulfurique et du peroxyde de manganèse, ils donnent tous naissance à du chlore.

4° Traités par l'acide azotique, ils fournissent un liquide (mélange de chlore et de vapeurs nitreuses) qui dissout l'or (eau régale).

5° Ils produisent, dans une dissolution de nitrate d'argent, un précipité blanc, abondant, caillébotté, noircissant à la lumière, complètement insoluble dans l'eau, insoluble dans les acides et très-soluble dans l'ammoniaque.

Les chlorures sont, en général, solubles dans l'eau. Les moins solubles sont le *protochlorure de mercure*, le *chlorure de plomb*, et surtout le *chlorure d'argent*. Il faut plus de 100,000 parties d'eau pour dissoudre 1 p. de ce dernier chlorure; d'où il résulte que tous les autres chlorures précipitent les sels de mercure au minimum, les sels de plomb et les sels d'argent.

*Composition.* Comme l'équivalent du chlore est le double (en volume) de celui de l'oxygène, les partisans de la théorie des atomes expriment la formule d'un chlorure par  $\text{Cl}^2 \text{M}$ .  
*Exemple:*  $\text{Hg Cl}^2$ ,  $\text{Hg Cl}^4$ , protochlorure de mercure, bichlorure de mercure, que, d'après la loi des équivalents, on écrit  $\text{Hg Cl}$ ,  $\text{Hg Cl}^2$ .

Cette remarque est également applicable aux *bromures*, aux *iodures*, aux *fluorures* et aux *cyanures*.

### *Acide perchlorique.*

SYNONYMES. *Acide chlorique* (de quelques auteurs), *acide heptachlorique*, *acide chlorique oxygéné*.

*Propriétés physiques.* L'acide perchlorique est liquide, incolore et inodore. Il a une saveur franchement acide. On peut le concentrer, en l'évaporant, jusqu'à la densité 1,67. Chauffé avec 4 parties d'acide sulfurique concentré, il est susceptible de cristalliser, par refroidissement, en prismes quadrangulaires (Sérullas). Ces cristaux répandent à l'air des

fumées blanches, épaisses, et fondent à 45°. Projetés dans l'eau, ils font entendre un bruit semblable à celui d'un fer rouge. L'acide perchlorique liquide bout à 200°; au delà de cette température, il se décompose.

*Propriétés chimiques.* L'acide perchlorique, quoiqu'il ne soit pas très-stable, est cependant la plus stable des combinaisons du chlore avec l'oxygène. Il rougit fortement la teinture de tournesol, sans la décolorer. Uni aux bases, il forme des perchlorates.

L'acide sulfureux le décompose, même à froid; il s'empare de son oxygène et met le chlore en liberté.

*Préparation.* Lorsqu'on chauffe le chlorate de potasse au-dessous de la température de 400°, on n'obtient pas tout l'oxygène que ce sel laisse dégager à une température plus élevée. En effet, une partie de l'oxygène se porte sur l'acide chlorique non décomposé, et le transforme en acide perchlorique. Ainsi, en limitant la température à 350°, on obtient dans la cornue un mélange de chlorure de potassium et de perchlorate de potasse. En dissolvant ce mélange à chaud, le chlorure de potassium cristallise le dernier par refroidissement, tandis que le perchlorate de potasse, étant moins soluble dans l'eau, cristallise le premier. C'est donc la cristallisation qui opère ici la séparation. Le perchlorate de potasse est ensuite, par voie de double décomposition, transformé en perchlorate de baryte, auquel on enlève la baryte, au moyen de l'acide sulfurique. L'acide perchlorique reste en dissolution.

*Composition.* Chauffé au delà de 200°, l'acide perchlorique se décompose en chlore et en oxygène, dans les rapports de 2 à 7. De là, sa formule  $= \text{Cl O} = \text{Cl}^2 \text{O} = 1$  équivalent.

### *Perchlorates, heptachlorates.*

*Chlorates de quelques auteurs.*

Les perchlorates ont beaucoup de ressemblance avec les chlorates (Voy. *Chlorates*). Ils fusent, comme ceux-ci, sur

les charbons incandescents. Ils restent *incolores*, quand on les traite par l'acide sulfurique concentré, ce qui les distingue des chlorates. Ils sont, en général, moins solubles dans l'eau que les chlorates. Leur forme cristalline est ordinairement prismatique.

*Composition.* Dans les *perchlorates*, l'oxygène de la base est à l'oxygène de l'acide comme 1 : 7. =  $\text{MO}, \text{ClO}_7$ .

*Usages.* Les perchlorates servent aux mêmes usages que les chlorates.

### *Acide chlorique.*

SYNONYME. *Acide chloreux* (de quelques chimistes).

*Propriétés physiques.* L'acide chlorique est un liquide incolore. Il n'a pas d'odeur sensible. Il est d'une saveur franchement acide. Il peut être porté par la chaleur jusqu'à consistance sirupeuse. Comme l'acide azotique, il contient toujours au moins 1 équiv. d'eau qui maintient ses éléments plus stables. Il se décompose dès qu'on cherche à le rendre *anhydre*. L'eau fait donc ici, en quelque sorte, fonction de base.

*Propriétés chimiques.* L'acide chlorique rougit fortement la teinture de tournesol. Lorsqu'on fait réagir l'acide chlorique sur l'acide chlorhydrique, il y a formation d'eau, de chlore et d'un peu d'acide chloreux.

L'acide chlorique et l'acide sulfhydrique, en réagissant l'un sur l'autre, donnent naissance à de l'eau et à du chlorure de soufre. Lorsqu'on mélange de l'acide chlorique avec de l'alcool absolu ou avec de l'éther, il y a déflagration, dégagement de chlore et formation d'acide acétique. Quand on verse de l'acide chlorique pur sur du papier brouillard sec, celui-ci s'enflamme vivement, aux dépens de l'oxygène de l'acide décomposé. Cet acide se combine assez bien avec les bases.

L'acide chlorique qu'on distille ou qu'on fait passer à travers un tube en porcelaine chauffé au rouge, se décompose en chlore et en oxygène.

La décomposition est complète et fournit ainsi le meilleur moyen d'analyse de ce corps.

*Préparation.* L'acide chlorique s'obtient en faisant arriver du chlore gazeux dans une dissolution concentrée de potasse. Il se produit  $\frac{2}{3}$  de chlorure de potassium et  $\frac{1}{3}$  de chlorate de potasse. Le chlorure de potassium, plus soluble que le chlorate de potasse, cristallise le dernier. On n'a ensuite qu'à transformer le chlorate de potasse en chlorate de baryte, dont on sépare l'acide chlorique, en précipitant la baryte à l'état de sulfate insoluble. Ce procédé est préférable à celui qu'a proposé M. Sérullas, procédé qui consiste à séparer l'acide chlorique de la potasse en précipitant celle-ci par l'acide hydro-fluo-silicique; car le précipité d'hydro-fluo-silicate de potasse est beaucoup moins insoluble que le sulfate de baryte.

*Composition.* L'acide chlorique se compose de 2 volumes de chlore et de 5 vol. d'oxygène. Formule  $=\text{Cl O}^3 = \text{Cl}^3\text{O}^5 = 1$  équiv. d'acide chlorique.

### *Chlorates.*

Les chlorates peuvent être considérés comme de véritables réservoirs d'oxygène : ils dégagent ce gaz par la simple action de la chaleur. Après la décomposition d'un chlorate, à l'aide d'une température suffisamment élevée, on a pour résidu un chlorure qui est souvent lui-même volatil.

*Caractères essentiels.* 1° Les chlorates fusent un peu plus sur les charbons que les azotates.

2° Un chlorate réduit en poudre et enveloppé dans un morceau de papier, détone par le simple choc du marteau. Mêlé avec des fragments de soufre ou de phosphore, il donne lieu, par le choc, à une détonation extrêmement violente.

3° L'acide sulfurique mis en contact avec un chlorate, donne naissance à une teinte jaune et à une odeur de caramel, indiquant l'oxyde de chlore qui se produit. La réaction est très-vive, et des parcelles de sel sont projetées au loin,

avec une sorte de décrépitation , lorsque l'acide sulfurique est concentré (*excellent caractère*).

4° Tous les chlorates sont solubles dans l'eau , excepté le protochlorate de mercure. Les chlorates ne produisent , dans une dissolution de nitrate d'argent , aucun précipité à froid ; car le chlorate d'argent est soluble. Mais en chauffant , on obtient un précipité blanc de chlorure d'argent provenant d'une réduction partielle de l'acide chlorique. On peut employer ce moyen pour s'assurer si un chlorate est riche en oxygène.

*Composition.* Dans les chlorates , l'oxygène de l'acide est à l'oxygène de l'oxy-base comme 5 à 1.

*Préparation.* Voyez chacune des espèces.

*Usages.* Les chlorates sont employés comme corps oxygénants ; dans la préparation de l'oxygène et de quelques poudres fulminantes.

### *Acide chloreux.*

SYNONYME. *Oxyde de chlore* (de quelques chimistes ).

*Propriétés physiques.* L'acide chloreux est un gaz d'un jaune plus éclatant que le chlore. Il a une odeur de caramel et une saveur acerbe semblable à celle du chlore. Sa densité (calculée) est 2,32277 , résultat qui ne diffère presque point de celui que donne l'expérience directe. L'eau dissout 7 fois son volume d'acide chloreux. A 100° , il détone , en se décomposant en oxygène ( 2 volumes ) et en chlore ( 1 volume ).

*Propriétés chimiques.* L'acide chloreux humide décolore le tournesol , comme le chlore ; sec , il ne le décolore pas. Il forme des chlorites avec les oxy-bases. Il attaque le mercure. Il est peu stable. La lumière suffit pour le décomposer. Les éléments de l'acide chloreux se dissocient avec explosion accompagnée de chaleur et de lumière. D'après la manière de voir ordinaire , il devrait , au contraire , y avoir abaissement de température.



*Préparation.* Pour préparer l'acide chloreux, on fait un mélange pâteux avec du chlorate de potasse et de l'acide sulfurique étendu d'eau. On chauffe le tout dans un tube de verre, au bain marie. L'acide chloreux se dégage à l'état de gaz qu'on recueille sur le mercure. Dans cette action, l'acide chlorique, au lieu de se dégager, se décompose en acide chloreux, en oxygène, et en acide perchlorique. Il reste du perchlorate de potasse.

*Composition.* 1 vol. d'oxygène et  $\frac{1}{2}$  vol. de chlore se condensent en 1 vol. d'acide chloreux.

*Formule.*  $\text{Cl}^{\text{I}}\text{O}$ ,  $(\text{Cl}^{\text{I}}\text{O})$  analogue à l'acide sulfureux =  $\text{SO}^{\text{II}}$ .

### *Protoxyde de chlore.*

Le protoxyde de chlore ou l'euchlorine de Davy n'est qu'un mélange de chlore et d'acide chloreux.

### *Acide hypochloreux.*

*Propriétés physiques.* L'acide hypochloreux est coloré en jaune assez foncé. Son odeur rappelle celle du chlore. L'eau dissout 100 fois son volume d'acide hypochloreux, tandis qu'elle ne dissout que deux fois son volume de chlore. Dans son plus grand état de concentration, l'acide hypochloreux contient toujours au moins 1 éq. d'eau qui paraît nécessaire à l'union de ses éléments. Par la chaleur, il se décompose, avec détonation, en chlore et en oxygène.

*Propriétés chimiques.* L'acide hypochloreux jouit, au plus haut degré, de la propriété de dénaturer les matières colorantes et de les blanchir. C'est à lui qu'il faut probablement attribuer le principal rôle que jouent les chlorures d'oxydes dans le blanchiment des étoffes. L'acide hypochloreux est tellement faible qu'il peut être chassé de ses combinaisons avec les alcalis, par l'acide carbonique de l'air. Aussi l'intervention de l'air (acide carbonique) est-elle nécessaire pour blanchir les tissus.

C'est un acide très-peu stable ; le soufre , le phosphore , presque tous les corps amènent facilement la séparation de ses éléments. Dissous dans l'eau , il se décompose rapidement, sous l'influence de la lumière , en acide chlorique et en chlore.

*Etat.* L'acide hypochloreux existe dans les chlorures d'oxydes (chlorure de chaux , de potasse , etc. ) , qui , d'après M. Balard , sont des combinaisons d'hypochlorite et de chlorure de calcium , de potassium , etc.

*Préparation.* En faisant arriver un courant de gaz chlore dans un mélange d'eau et d'oxyde rouge de mercure , on obtient du protochlorure de mercure insoluble et de l'acide hypochloreux soluble dans l'eau ( Balard ). On concentre ensuite l'acide hypochloreux avec précaution.

*Composition.* L'acide hypochloreux se compose de 2 volumes de chlore et de 1 vol. d'oxygène. Sa formule est  $\text{Cl O (ClO)}$ .

### *Hypochlorites* ( chlorures d'oxydes ).

Tous les hypochlorites ont une odeur de chlore caractéristique ; ils détruisent la couleur de tournesol et possèdent au plus haut degré la propriété de blanchir les étoffes. Ils sont décomposés par tous les acides, sans dégagement de chlore. L'acide carbonique (de l'air) en dégage du chlore , ce qui explique leur odeur.

Ils sont presque tous solubles dans l'eau. ( Voy. mémoire sur les *hypochlorites* , dans les *Mémoires de l'Académie royale de Bruxelles* 1837.)

*Composition.* Suivant M. Millon (1), les hypochlorites ne sont pas de véritables sels, mais bien des composés correspondants aux peroxydes , dans lesquels tout l'oxygène qui s'ajoute au protoxyde pour constituer l'oxyde supérieur, est remplacé par son équivalent de chlore ; et par un retour bien

---

(1) *Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences.* 1839 , p. 109.

singulier des théories, les composés envisagés comme des mélanges de chlorures et d'hypochlorites seraient réellement des composés simples; tandis que les hypochlorites considérés comme des sels simples, seraient des mélanges de peroxydes et de corps particuliers, correspondants aux peroxydes.

$KO + O'$  peroxyde de potassium, correspondant à  $KO + Cl'$   
 $Na'O' + O$ , peroxyde de sodium, correspondant à  $Na'O' + Cl$ .

*Usages.* On emploie les hypochlorites dans les mêmes circonstances que le chlore.

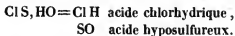
Les chlorures de potasse, de soude et de chaux, sont le plus souvent employés comme désinfectants et dans le blanchiment des étoffes; car le chlore pur a une action trop énergique.

### *Chlorure de soufre.*

SYNONYMES. *Liqueur de Thomson, chloride de soufre, Chlorschwefel.*

*Propriétés physiques.* Le chlorure de soufre est un composé liquide d'un rouge brun, d'une odeur des plus désagréables, rappelant l'odeur des poissons de mer ou des plantes marines en putréfaction. Sa densité est 1,06. Il bout à  $64^{\circ}$ . La densité de sa vapeur est 3,6.

*Propriétés chimiques.* Il n'est ni acide, ni basique; mis dans l'eau, il se décompose en donnant naissance à de l'acide chlorhydrique et de l'acide hyposulfureux, qui se décompose lui-même immédiatement en soufre et en acide sulfureux.



*Préparation.* On l'obtient directement, à la température ordinaire, en faisant arriver un courant de chlore gazeux sur des fleurs de soufre ou sur du soufre très-divisé. La combinaison s'opère sans production de lumière.

*Composition.* Le chlorure de soufre se compose de 1 équivalent de soufre et de 1 équivalent de chlore. Sa formule est  $ClS$  ou  $Cl'S$  (atomes).

L'existence d'un persulfure de chlore ( $\text{ClS}^2$ ) est douteuse. Le composé qui a été décrit sous ce nom par M. Dumas n'est probablement qu'une dissolution de soufre dans du chlorure de soufre. (H. Rose.)

*Chlorure de sélénium.*

*Propriétés physiques.* Le chlorure de sélénium est un liquide brunâtre, d'une odeur fort désagréable ; il est, sous tous les rapports, analogue au chlorure de soufre.

*Composition.* Il se compose, comme le chlorure de soufre, de 1 équivalent de sélénium et de 1 équivalent de chlore. Sa formule est  $= \text{SeCl}$  ou  $\text{SeCl}^2$  (atomes).

*Préparation.* On l'obtient à froid, comme le chlorure de soufre, en faisant arriver du chlore gazeux sur du sélénium en poudre.

*Perchlorure de carbone.*

SYNONYMES. Huile du gaz oléfiant, chlorure de carbone, Chlorätherin (alem.).

*Propriétés physiques.* Le perchlorure de carbone est solide, friable, incolore ; son odeur est légèrement aromatique et sa saveur douce et assez agréable. Sa densité est 2,0. Il est fusible et bout à  $180^\circ$ . Il est insoluble dans l'eau.

*Propriétés chimiques.* Il ne joue ni le rôle d'acide ni celui de base. Il se décompose à une température élevée en chlore et en un chlorure de carbone moins chloruré. Il brûle avec une flamme verdâtre, en répandant beaucoup de noir de fumée.

*Préparation.* Le chlore et le carbone ne se combinent pas directement. La combinaison ne s'opère qu'en faisant agir, à la lumière du soleil, un excès de chlore sur l'huile du gaz oléfiant ( $\text{CH}^2\text{Cl}$ ). Dans cette action, le chlore se substitue à l'hydrogène en même temps qu'il se produit de l'acide chlorhydrique, qui est éliminé.

*Formule* du perchlorure de carbone :  $\text{C Cl}^2$ .

*Deutochlorure de carbone.*SYNONYMES. *Bichlorure de carbone, bichloride de carbone.*

*Propriétés physiques.* Le bichloride de carbone est liquide, incolore ; sa densité est 1,55. Il bout à une température inférieure à  $100^{\circ}$ , et se congèle à une température au-dessous de  $0^{\circ}$ .

*Propriétés chimiques.* Le bichlorure de carbone se décompose dans un tube incandescent, en chlore et en carbone. Sa vapeur, mise en contact avec de l'hydrogène, donne, à une température élevée, naissance à de l'acide chlorhydrique et à du carbone pur.

*Préparation.* Le deuto-chlorure de carbone est le résultat de la décomposition du perchlorure à la température rouge.

*Formule* du deutochlorure de carbone :  $\text{CCl}_2$ .

M. Julien d'Abo a obtenu, par la distillation du sulfate de fer de Fahlun avec du nitre, une combinaison de chlore et de carbone, qu'il décrit sous le nom de *protochlorure de carbone* ( $\text{CCl}$ ). L'existence de ce composé est encore douteuse.

*Chlorure de bore.*SYNONYMES. *Chloride de bore, acide chloroborique.*

*Propriétés physiques.* Le chlorure de bore est un gaz incolore, d'une odeur pénétrante. Sa densité est 3,9. Il répand des fumées excessivement épaisses, en s'emparant de l'humidité de l'air. C'est le plus fumant de tous les gaz.

*Propriétés chimiques.* Il éteint les corps en combustion. Il décompose l'eau, en donnant naissance à de l'acide borique et à de l'acide chlorhydrique, aux dépens des éléments de l'eau.

*Préparation.* On l'obtient directement, en brûlant du bore dans du chlore sec.

*Composition.* La formule qui indique la composition du chlorure de bore est  $= \text{BCl}_3$ , ou  $\text{B}^1\text{Cl}^3$  (en atomes).

*Historique.* Il a été découvert par M. Despretz, en chauffant dans un tube de verre, du borure de fer et du chlore.

Le *chlorure de silicium* est analogue au chlorure de bore.

### *Chlorure de phosphore.*

SYNONYMES. *Protochlorure de phosphore.*

*Propriétés physiques.* Le chlorure de phosphore est un liquide très-volatil. Il rappelle l'odeur alliacée du phosphore. Sa densité est 1,45.

*Propriétés chimiques.* Il ne rougit pas la teinture de tournesol. Mis dans l'eau, il se décompose, pour former, avec les éléments de l'eau, de l'acide chlorhydrique et de l'acide phosphoreux. Par la chaleur, on sépare l'acide chlorhydrique de l'acide phosphoreux.

*Préparation.* On l'obtient en distillant du phosphore sur du chlorure de mercure.

*Composition.* Le chlorure de phosphore se compose de 1 éq. de phosphore et de  $1\frac{1}{2}$  éq. de chlore ; =  $\text{Ph}^2 \text{Cl}^3$ .

### *Perchlorure de phosphore.*

SYNONYME. *Chloride de phosphore.*

*Propriétés physiques.* Il est solide, très-volatil. Sa densité n'a pas été évaluée exactement.

*Propriétés chimiques.* Le perchlorure de phosphore a des propriétés acides très-marquées. Il rougit le papier de teinture de tournesol, même parfaitement desséché. Mis dans l'eau, il se décompose pour former, aux dépens des éléments de l'eau, de l'acide chlorhydrique et de l'acide phosphorique. En chauffant, on chasse le premier, et le dernier reste.

*Préparation.* On le prépare en faisant arriver un excès de chlore sur du phosphore sec.

*Composition.* Le perchlorure de phosphore se compose de 1 éq. de phosphore et de  $2\frac{1}{2}$  éq. de chlore. Sa formule est

$=\text{Ph}^3 \text{Cl}^6$ . La manière dont il se décompose dans l'eau, met sur la voie de sa composition. En effet, l'eau, en se décomposant, cède  $2\frac{1}{2}$  éq. d'oxygène à 1 éq. de phosphore (Ph) pour former 1 éq. d'acide phosphorique ( $\text{PhO}^{\frac{1}{2}} = \text{Ph}^2\text{O}^3$ ), en même temps qu'elle fournit  $2\frac{1}{2}$  éq. d'hydrogène (5 volumes ou atomes) pour former, avec  $2\frac{1}{2}$  éq. de chlore (5 volumes ou atomes),  $2\frac{1}{2}$  éq. d'acide chlorhydrique.

### *Chlorure d'azote.*

SYNONYMES. *Azotide de chlore*, *Chlorstickstoff* (allemand.).

*Propriétés physiques.* Le chlorure d'azote est un composé liquide, d'une couleur fauve, d'une odeur piquante, *sui generis*. Sa densité est 1,653. Il est si peu stable, qu'il se décompose déjà à la température de  $30^\circ$ ; sa décomposition est accompagnée d'une explosion terrible. Comme les deux éléments de ce corps sont des fluides élastiques (chlore et azote) très-condensés, on conçoit que leur séparation doit avoir pour effet une détonation violente et souvent dangereuse. Aussi faut-il manipuler ce corps avec une grande dextérité, et se mettre à l'abri du danger d'être blessé.

*Propriétés chimiques.* Le chlorure d'azote ne paraît jouer ni le rôle d'acide ni celui de base. Des quantités minimales de phosphore, d'huile grasse, d'oxyde de plomb, de succin, produisent une détonation violente, quand on les met en contact avec le chlorure d'azote. L'azote et le chlore reprennent leur état élastique. D'autres corps, comme le sucre, la gomme, quelques résines, et plusieurs métaux, ne produisent rien de semblable. Le cuivre et le mercure le décomposent sans détonation. Une goutte de chlorure d'azote versée sur un morceau de papier, et exposée à la lumière, détone comme un violent coup de fusil.

*Préparation.* On fait arriver un courant de chlore gazeux dans une dissolution de sel ammoniac (chlorure d'ammo-

nium). Il se forme bientôt de petites bulles oléagineuses qui se rassemblent au fond du vase, et qu'il faut séparer à mesure qu'elles se produisent. *Explication.* L'ammoniaque se compose d'hydrogène et d'azote ( $\text{NH}^3$ ); le chlore se substitue à l'hydrogène (de l'ammoniaque), et, en se combinant avec l'azote qui reste, il donne naissance au composé en question.

*Composition.* On ne connaît pas la composition exacte du chlorure d'azote. Il est probablement composé de 3 équivalents de chlore et de 1 equiv. d'azote, composition analogue à celle de l'ammoniaque. De là sa formule  $= \text{NCl}^3$ .

*Historique.* Ce corps, si dangereux à manier, a été découvert par Dulong. Cette découverte lui a coûté un œil et un doigt. L'explosion eut lieu avec tant de violence, que la table sur laquelle se trouvait l'appareil de l'opérateur, fut enfoncée.

#### BRÔME.

ÉTYMOLOGIE. Brôme vient du grec *βρῶμος*, puanteur. Il y a d'autres corps, comme, par exemple, le chlorure de soufre, qui mériteraient bien mieux l'épithète de brôme.

*Propriétés physiques.* Le brôme est un corps liquide, ayant une grande tendance à prendre l'état élastique. Vu en couches épaisses il est d'un rouge très-foncé; en couches minces il est d'un beau rouge hyacinthe. Sa densité est 2,966: Son odeur et sa saveur sont analogues à celles du chlore. Il bout à  $47^\circ$ , et répand des vapeurs jaunes qui ressemblent aux vapeurs nitreuses; mais elles se distinguent facilement des dernières par leur densité qui est 5,393. A la température de  $-20^\circ$ , le brôme se solidifie et prend l'aspect de l'iode. Il est très-peu soluble dans l'eau. Le véritable dissolvant du brôme est l'éther qui en peut dissoudre une grande quantité. Il est également soluble dans l'alcool, mais moins que dans l'éther.

*Propriétés chimiques.* Le brôme produit, avec les autres corps, à peu près les mêmes combinaisons que le chlore et l'iode. Les bromures ont la plus grande analogie avec les chlo-



rures et les iodures. Il agit, comme le chlore, sur les substances organiques, seulement avec un peu moins d'intensité. Comme le chlore, le brôme décolore les couleurs végétales; son action décolorante est peut-être un peu moins énergique. Comme l'iode, il colore la peau en jaune, et la tache ne tarde pas à disparaître d'elle-même. Des traces de brôme colorent l'amidon en jaune. L'amidon est presque un aussi bon réactif du brôme que de l'iode.

*Caractères distinctifs.* L'état liquide, la couleur, le point d'ébullition, la densité énorme des vapeurs, distinguent facilement le brôme de tous les autres corps. Si on le met en contact avec le phosphore, il y a combinaison instantanée, avec déflagration, élévation de température et dégagement de lumière; l'excès de phosphore est projeté au loin avec violence. Il se forme un bromure de phosphore qui, étant mis dans l'eau, se décompose instantanément en acide bromhydrique et en acide hypophosphoreux, aux dépens de l'hydrogène et de l'oxygène de l'eau.

Le brôme est un corps simple. Son symbole est Br ou Br<sup>a</sup>, (2 vol. ou atomes), représentant 978,300 (équivalent en poids).

*État.* Le brôme accompagne les composés d'iode et de chlore dans les eaux de la mer, dans les plantes marines, et en général dans toutes les substances animales et végétales qui se rencontrent dans les eaux de la mer. Les eaux d'Aix et d'autres eaux minérales contiennent de l'iode et du brôme combiné avec un alcali.

*Préparation.* Le brôme se prépare de la même manière que le chlore et l'iode. On chauffe dans une cornue un mélange de bromure de sodium, d'acide sulfurique et de peroxyde de manganèse; aussitôt des vapeurs jaunes de brôme se dégagent pour venir se condenser dans un récipient entouré d'un mélange réfrigérant. On se procure d'abord le bromure de sodium, de la manière suivante: on fait arriver dans les eaux-mères de la soude de varec (résidu de l'incinération de plantes marines), ou dans une grande quantité d'eau de mer, un cou-

rant de gaz chlore; celui-ci se substitue au brôme qu'il chasse de ses combinaisons; les eaux se colorent sensiblement en jaune par la présence du brôme ainsi mis en liberté. Le brôme est ensuite séparé par l'éther qui le dissout en laissant les autres substances intactes. Enfin, la dissolution éthérée du brôme mise en contact avec de la potasse ou de la soude donne naissance à du bromure de potassium ou de sodium très-soluble, avec un peu de bromate de potasse ou de soude, beaucoup moins soluble dans l'eau. Le bromure de potassium ou de sodium ainsi obtenu, est ensuite traité comme nous venons de l'indiquer.

*Usages.* Le brôme peut servir à peu près aux mêmes usages que le chlore et l'iode; mais, comme il est plus rare que le chlore et l'iode, et que d'ailleurs ses propriétés sont moins prononcées que celles de ces deux corps auxquels il ressemble, ses usages sont extrêmement restreints.

*Historique.* Le brôme a été découvert par M. Balard, en 1826.

### *Acide bromhydrique.*

SYNONYMES. *Acide hydrobromique, Bromwasserstoffsäure (allein.).*

*Propriétés physiques.* L'acide bromhydrique est un gaz incolore, fumant à l'air comme l'acide chlorhydrique. Il a une saveur fortement acide, et une odeur qui rappelle celle de l'acide chlorhydrique. Sa densité est 2,721; résultat qui s'éloigne à peine de celui fourni par le calcul, et qui est 2,7309.

L'eau en dissout près de 500 fois son volume. A une température élevée, il se décompose en partie; il est par conséquent moins stable que l'acide chlorhydrique.

*Propriétés chimiques.* Mis en contact avec les métaux et les oxy-bases, il se comporte absolument comme l'acide chlorhydrique: il se produit des bromures, analogues aux chlorures. L'acide bromhydrique rougit fortement la teinture de tournesol, et détruit même en partie les couleurs végétales. Il donne, avec le nitrate d'argent, un précipité blanc qui jaunit aussitôt et finit par devenir noir sous l'influence de la lumière.

*Caractères distinctifs.* En dirigeant quelques bulles de chlore sur du gaz acide bromhydrique, on donne naissance à des vapeurs jaunes de brôme; il y a en même temps formation d'acide chlorhydrique qui précipite le nitrate d'argent. Le chlore a donc plus d'affinité pour l'hydrogène que le brôme.

*État.* L'acide bromhydrique peut se rencontrer dans la nature partout où des bromures se trouvent accidentellement en contact avec des acides forts.

*Préparation.* On pourrait préparer l'acide bromhydrique par la réaction de l'acide sulfurique du commerce sur du bromure de sodium, si l'acide bromhydrique ne se décomposait pas partiellement en brôme et en eau, aux dépens d'une partie de l'acide sulfurique qui passe à l'état de gaz acide sulfureux. Pour préparer l'acide bromhydrique pur, on met des fragments de phosphore dans un petit vase auquel est adapté un tube; on verse par-dessus une couche d'eau, et enfin, on y ajoute le brôme. Une vive réaction a aussitôt lieu à froid. Il se forme un bromure de phosphore, qui décompose l'eau et donne naissance à de l'acide hypophosphoreux qui reste, et à de l'acide bromhydrique qui se dégage. Celui-ci peut être recueilli comme le chlore, dans un flacon rempli d'air.

*Composition.* La composition de l'acide bromhydrique est analogue à celle de l'acide chlorhydrique. Formule.  $=\text{Br H.} = \text{Br}^{\text{H}} = 1$  équivalent. On en fait l'analyse au moyen du potassium.

Détermination de la densité de l'acide bromhydrique :

0,0688 (poids de 1 vol. d'hydrogène).

5,3930 (poids de 1 vol. de vapeur de brôme).

---

5,4618 = 2 vol. d'acide bromhydrique.

Le poids de 1 vol. ou la densité est donc 2,7309.

Pour trouver l'équivalent du brôme, on n'a qu'à établir la proportion suivante :

$$0,0688 : 5,393 :: 12,48 : x$$

$$x = 978,30 = \text{Br.}$$

De là  $978,30 = \text{Br}$

$12,48 = \text{H}$

---

$990,78 = \text{Br H} = 1 \text{ équivalent d'acide bromhydrique.}$

### *Bromures.*

Ce que nous avons dit des chlorures s'applique en grande partie aux bromures. Les bromures sont isomorphes avec les chlorures. Lorsque les chlorures sont anhydres et volatils, les bromures correspondants le sont également.

Le chlore est plus puissant que le brome, puisqu'il chasse celui-ci de ses combinaisons.

Comme les chlorures, les bromures précipitent les sels de mercure *au minimum*, les sels de plomb et les sels d'argent; en d'autres termes, le protochlorobromure de mercure, les bromures de plomb et d'argent sont très-peu solubles. Le bromure d'argent est jaunâtre et un peu moins insoluble que le chlorure d'argent. Du reste, il noircit à la lumière, comme le chlorure.

Les bromures étant chauffés avec de l'acide sulfurique et du peroxyde de manganèse, donnent tous des vapeurs rutilantes de brome, plus pesantes que les vapeurs nitreuses (*meilleur caractère*).

La préparation et la composition des bromures sont analogues à celles des chlorures.

Les bromures peuvent, dans certains usages, parfaitement bien remplacer les chlorures.

Formules :  $\begin{cases} \text{Br M (équivalents).} \\ \text{Br}^2 \text{ M (atomes).} \end{cases}$

### *Acide bromique.*

Syn. *Bromsäure* (allemand.).

*Propriétés physiques.* L'acide bromique est liquide, incolore et inodore. Comme l'acide chlorique, auquel il est entièrement analogue, il contient au moins 1 éq. d'eau qui en

rend les éléments plus stables. Sa saveur est franchement acide.

*Propriétés chimiques.* Il rougit la teinture de tournesol, qu'il finit par décolorer.

Il est facilement décomposé par les corps qui se combinent directement avec l'oxygène. Il est isomorphe avec l'acide iodique et avec l'acide chlorique.

Avec les bases, il forme des bromates analogues aux chlorates et aux iodates.

La chaleur, en lui enlevant son eau, le décompose en brôme et en oxygène.

*Préparation.* L'acide bromique se prépare comme l'acide chlorique. En faisant arriver un courant de vapeurs de brôme dans une dissolution de potasse, on obtient un mélange de bromure de potassium et de bromate de potasse, une partie du brôme ayant absorbé une partie de l'oxygène de la potasse pour passer à l'état d'acide bromique. Comme le bromate de potasse est bien moins soluble et qu'il cristallise moins facilement que le bromure de potassium, il est facile d'en obtenir la séparation. Le bromate de potasse est ensuite, par voie de double décomposition, changé en bromate de baryte, dont on précipite la baryte par l'acide sulfurique. Enfin, l'acide bromique qui reste en dissolution, est évaporé et concentré au moyen d'une légère élévation de température; car une chaleur trop forte le décomposerait.

*Composition.* La chaleur décompose l'acide bromique en 2 volumes de brôme et en 5 volumes d'oxygène. Sa formule est  $=\text{Br O}^5$  ou  $\text{Br}^3 \text{O}^5$  (atomes).

Il reste à découvrir l'acide perbromique ( $\text{BrO}^7$ ), analogue aux acides periodique et perchlorique.

### *Bromates.*

Ce que nous avons dit des chlorates s'applique en grande partie aux bromates. Ils sont isomorphes avec les chlorates,

et se décomposent , par l'action de la chaleur , en oxygène et en bromures analogues aux chlorures. Ils fusent sur les charbons ardents , et mêlés avec du soufre et du phosphore , ils détonnent vivement , sous le choc du marteau.

Traités par un corps désoxygénant , comme l'acide sulfureux , ils donnent naissance à du brôme qui colore la liqueur en jaune rougeâtre. Le chlore produit le même effet.

Tous les bromates sont solubles dans l'eau , excepté les bromates d'argent et de protoxyde de mercure.

*Composition.* Comme dans les chlorates , l'oxygène de l'acide est à l'oxygène de la base , comme 5 : 1.

Les bromates peuvent servir aux mêmes usages que les chlorates.

#### IODE.

*Étymologie.* Le nom d'iode vient du grec *ἰώδης* (violet) , en faisant allusion à la couleur des vapeurs de ce corps élémentaire.

*Propriétés physiques.* L'iode est un corps solide , d'un gris noir , se présentant sous forme de paillettes d'un éclat métallique. Il peut cristalliser en octaèdres , soit par voie de sublimation ; soit par la conservation de l'acide iodhydrique aqueux dans des vases incomplètement fermés. Il a une odeur très-faible à la température ordinaire. Cette odeur , rappelant un peu celle du chlore , devient de plus en plus forte , à mesure que la température s'élève. Sa saveur est âcre. Sa densité est 4,948. Il fond à 107°, et bout entre 175 et 180°. L'iode répand alors des vapeurs violettes très-caractéristiques , tout à fait semblables à celles de l'indigo. Ces vapeurs sont tellement épaisses et intenses , qu'elles paraissent noires. La densité de la vapeur d'iode est 8,7°. Déjà , à la température ordinaire , l'iode se volatilise , et disparaît peu à peu , lorsqu'il est exposé à l'air. On distille l'iode entre 175° et 180°. On peut le distiller à une température bien plus basse , en faisant intervenir un autre corps volatil , comme de la vapeur d'eau , qui

entraîne les vapeurs d'iode. L'iode est très-peu soluble dans l'eau. L'eau en prend  $\frac{7}{10000}$ . Il se dissout assez bien dans les dissolutions aqueuses de sulfate d'ammoniaque, de chlorure d'ammonium et d'iodure de nickel; mais son véritable dissolvant est l'alcool, qu'il colore en brun jaunâtre (*teinture d'iode*).

*Propriétés chimiques.* L'iode, comme le chlore, forme avec l'hydrogène un hydracide dont la composition est analogue à celle des acides chlorhydrique, bromhydrique et fluorhydrique. Les oxacides d'iode sont aussi peu stables que les oxacides de chlore. L'iode, comme le chlore, se combine directement avec beaucoup de métaux, pour donner naissance à des iodures isomorphes avec les chlorures correspondants. L'iode colore l'amidon en violet foncé, en bleu et en rouge bleuâtre. Cette coloration n'a point lieu lorsque l'iode est combiné avec un autre corps, ou à l'état d'iodure, d'acide iodhydrique, etc. L'iode est mis en liberté par le chlore, et la coloration (*amidure d'iode*), se manifeste, tant que le chlore n'est pas employé en excès. L'amidure d'iode se décolore à la température voisine du point d'ébullition de l'eau, et il recouvre sa coloration par refroidissement (Sérullas).

*Caractères distinctifs.* L'iode tache la peau, le papier, etc., en jaune; mais, la tache disparaît au bout de quelques instants, ce qui la distingue de la tache, également jaune, produite par l'acide nitrique, laquelle persiste et ne disparaît qu'après la destruction de l'épiderme (1). La coloration par l'amidon et les vapeurs violettes distinguent l'iode de tous les autres corps.

*État.* L'iode existe combiné avec le potassium, le sodium, le magnésium (*iodures*) dans les eaux de la mer et dans certaines eaux minérales. Il existe, dans quelques mines du Mexique, combiné avec l'argent et le plomb. Les plantes marines, les éponges, différentes espèces de fucus, et en particulier le

---

(1) Le perchlorure de platine tache également la peau en jaune. Cette tache ne se volatilise pas à l'air, ne détruit pas l'épiderme, et s'enlève par l'eau.

*fucus zaccharinus*, laissent après leur combustion une cendre (*soude de varec*), qui renferme, outre un grand nombre de sels de soude (carbonate, sulfate, chlorure de sodium, etc.), de l'iode combiné avec le sodium ou le potassium, le tout soluble dans l'eau. Les eaux qui surnagent et qui tiennent ces sels en dissolution, s'appellent *eaux-mères*.

*Préparation.* On retire l'iode des cendres des plantes marines (*soude de varec*). A cet effet, on dissout la soude de varec dans l'eau, et l'on sépare, par voie de cristallisation, le carbonate et d'autres sels de soude. L'iodure de sodium cristallisant le dernier, reste dans les eaux-mères. En chauffant dans une cornue un mélange d'iodure de sodium, d'acide sulfurique et de peroxyde de manganèse, on obtient l'iode qui se volatilise sous forme de vapeurs violettes, lesquelles viennent se condenser dans le col de la cornue ou dans le récipient, en lamelles grisâtres, cristallines. La théorie de la préparation de l'iode est absolument la même que celle de la préparation du chlore (voy. *Préparation du chlore*).

*Equivalent de l'iode*:  $I = I'$  (2 atomes) = 1579,50.

*Usages.* L'iode, paraissant exercer une action particulière (altérante) sur le système glandulaire, et notamment sur la glande thyroïde, est souvent employé en médecine contre les goîtres et les scrofules. Pris à la dose de quelques gros, l'iode agit comme un poison corrosif, sur l'estomac et les voies digestives (*Orfila*).

*Historique.* L'iode a été découvert en 1813, par M. Courtois.

### *Acide iodhydrique.*

SYNONYMES. *Acide hydriodique*, *Iodwasserstoffsäure* (allemand).

*Propriétés physiques.* L'acide iodhydrique est un gaz incolore, fumant à l'air. Il a une saveur acerbe et astringente. Son odeur est analogue à celle des acides chlorhydrique et bromhydrique. Sa densité est 4,38495 (calculée). Il est très-soluble dans l'eau, comme les acides chlorhydrique et



bromhydrique. L'acide iodhydrique dissout une assez grande quantité d'iode ; la dissolution est d'un brun foncé.

*Propriétés chimiques.* L'acide iodhydrique est moins stable que l'acide bromhydrique qui, comme nous l'avons vu, est lui-même moins stable que l'acide chlorhydrique. En faisant passer de l'acide iodhydrique, avec de l'oxygène, à travers un tube incandescent, il y a décomposition complète et formation d'iode et d'eau. La dissolution aqueuse d'acide iodhydrique se décompose à l'air. L'oxygène de l'air forme, en se combinant avec l'hydrogène, de l'acide iodhydrique, de l'eau, et l'iode est mis en liberté. La dissolution se décolore de plus en plus, et au bout d'un certain temps, la décomposition de l'acide iodhydrique est complète. L'iode, en se déposant lentement, forme de très-beaux cristaux octaédriques (voy. *Iode*). L'acide iodhydrique se comporte avec les métaux et les oxybases, comme les acides chlorhydrique et bromhydrique.

*Caractères distinctifs.* 1° Quelques bulles de chlore qu'on fait passer dans un tube de verre contenant du gaz acide iodhydrique, produisent aussitôt des vapeurs violettes d'iode. Ces vapeurs, en se condensant, laissent déposer de petits cristaux d'iode.

2° L'acide iodhydrique précipite le nitrate d'argent en blanc jaunâtre, qui se fonce sous l'influence de la lumière. Ce précipité est très-peu soluble dans l'ammoniaque.

3° L'acide iodhydrique ne colore l'amidon en bleu qu'après que l'on a mis préalablement l'iode en liberté, au moyen du chlore qu'il faut ajouter avec précaution ; autrement il se formerait du chlorure d'iode qui ne colore pas l'amidon.

*État.* L'acide iodhydrique peut se rencontrer dans la nature partout où des iodures naturels (iodures de potassium, de sodium) se trouvent accidentellement en contact avec des acides puissants.

*Préparation.* On pourrait préparer l'acide iodhydrique avec l'iodure de sodium et de l'acide sulfurique, si (comme pour l'acide bromhydrique), il ne se produisait pas, en même

temps, un peu d'iode et d'acide sulfureux qui rendent l'acide iodhydrique impur. Pour préparer l'acide iodhydrique *hydraté*, on fait arriver du gaz acide sulfhydrique sur un mélange d'eau et d'iode très-divisé. L'acide sulfhydrique cède son hydrogène à l'iode et laisse déposer du soufre qu'on sépare par la filtration. La chaleur chasse l'excès d'acide sulfhydrique, et il reste de l'acide iodhydrique dissous dans l'eau. Cette dissolution suffisamment concentrée bout à  $128^{\circ}$ , et sa densité est 1,7.

Procédé pour préparer l'acide iodhydrique *anhydre* (gazeux):

On met dans une cornue un mélange d'iode, de phosphore et d'un peu d'eau à laquelle on peut ajouter du verre grossièrement pilé. Par une légère élévation de température l'eau se décompose et ses éléments donnent naissance à de l'acide iodhydrique qui se dégage, et à de l'acide hypophosphoreux qui reste. Le gaz acide iodhydrique étant très-dense, on peut le recevoir, comme le chlore, dans un flacon rempli d'air, au fond duquel vient se rendre le tube par lequel se dégage l'acide iodhydrique; ce gaz ne peut être recueilli ni sur le mercure ni sur l'eau, car il attaque le mercure et il est absorbé par l'eau.

*Composition.* La composition de l'acide iodhydrique est tout à fait analogue à celle des acides bromhydrique et chlorhydrique. Formule:  $\text{I H} = \text{I}^{\text{H}} \text{H}^{\text{I}} = 1$  équivalent. On en fait l'analyse au moyen du potassium.

Détermination de la densité de l'acide iodhydrique par le calcul :

$$0,0688 = 1 \text{ vol. d'hydrogène.}$$

$$8,0711 = 1 \text{ vol. de vapeur d'iode.}$$

---


$$8,7699 = 2 \text{ vol. d'acide iodhydrique,}$$

$$\text{la moitié} = 4,38495 = 1 \text{ vol. d'acide iodhydrique.}$$

100 parties d'acide iodhydrique, se composent de

$$99,216 \text{ d'iode.}$$

$$0,784 \text{ d'hydrogène.}$$

Avec ces données on trouve l'équivalent de l'iode = 1579,50 (1).

*Usage.* L'acide iodhydrique est un excellent réactif des sels de palladium (Lassaigne).

### *Iodures.*

Les iodures sont tout à fait analogues aux chlorures et aux bromures, avec lesquels ils sont isomorphes. Ils précipitent les sels de protoxyde de mercure, de plomb et d'argent, comme les chlorures et les bromures. Le précipité blanc d'iodure d'argent est insoluble dans l'ammoniaque, tandis que le chlorure s'y dissout facilement.

*Caractères distinctifs.* 1° Le chlore, plus puissant que l'iode, décompose les iodures en mettant l'iode en liberté. L'addition d'un peu d'empois ou d'amidon donne la coloration bleue caractéristique de l'iode.

2° Chauffés avec de l'acide sulfurique et du peroxyde de manganèse, les iodures donnent naissance à des vapeurs violettes d'iode.

3° Les iodures, chauffés avec un chlorure alcalin, dégagent des vapeurs d'iode. Les iodures de potassium et de sodium font exception.

Les iodures sont généralement moins stables que les chlorures. Du reste, leur préparation et leur composition sont analogues à celles des chlorures et des bromures, que les iodures peuvent remplacer dans une foule d'usages.

Formules :  $\left\{ \begin{array}{l} \text{I} \text{ M (équivalents).} \\ \text{I}^2 \text{ M (atomes).} \end{array} \right.$

### *Acide periodique.*

ÉTYMOLOGIE. *Acide heptaiodique*, du grec *ἑπτα* (sept.), par allusion aux 7 vol. d'oxygène qui font partie de l'équivalent de cet acide.

SYN. *Acide iodique* (de quelques auteurs); *acide hyperiodique*, *Iodsäure* (alem.).

*Propriétés physiques.* L'acide periodique existe sous forme cristalline; il n'attire pas l'humidité de l'air; il est insipide et

inodore. La chaleur le décompose en vapeurs d'iode et en oxygène.

*Propriétés chimiques.* L'acide periodique est moins stable que l'acide iodique. Il cède facilement son oxygène aux corps qui en sont avides. Il est isomorphe avec l'acide perchlorique.

*Préparation.* On fait arriver du gaz chlore dans une dissolution d'iodate de soude, à laquelle on ajoute trois fois autant de soude qu'il y en a dans l'iodate neutre. Il se produit du chlorure de sodium très-soluble et du periodate de soude peu soluble. On transforme ensuite, par voie de double décomposition, le periodate de soude en periodate d'argent. Celui-ci, d'un jaune orangé, donne, traité par l'eau, de l'acide periodique soluble, et un sous-iodate d'argent d'un jaune paille, insoluble.

*Composition.* L'acide periodique se décompose, par la chaleur, en 2 volumes de vapeurs d'iode et en 7 volumes d'oxygène; de là sa formule =  $\text{I O}^7$  ou  $\text{I}^1 \text{O}^7$  (atomes).

*Periodates, heptaïodates (iodates de quelques auteurs).*

Les periodates ont à peu près les mêmes propriétés que les perchlorates avec lesquels ils sont isomorphes.

Traités par un corps désoxygénant, comme les acides sulfureux, azoteux, ils donnent de l'iode qui colore l'amidon en bleu (Voy. *Iodates*).

*Composition.*  $\text{MO}$ ,  $\text{IO}^7$  : l'oxygène de l'oxy-base est à l'oxygène de l'acide comme 1 : 7.

*Usages.* Les periodates peuvent servir dans les mêmes circonstances que les iodates et les chlorates.

### *Acide iodique.*

SYN. *Acide iodeux* (de quelques chimistes).

*Propriétés physiques.* L'acide iodique est solide, ayant l'aspect d'une poudre blanche, cristallisable en lames hexagonales, attirant fortement l'humidité et tombant en déliquium.

Son odeur rappelle celle de l'iode. Sa saveur est acerbe et astringente. Plus stable que l'acide chlorique et que l'acide bromique, l'acide iodique ne se décompose qu'à la température de 250°, en oxygène et en vapeurs d'iode.

*Propriétés chimiques.* Il décolore les couleurs végétales. Comme les oxacides de chlore et de brôme, il cède facilement son oxygène aux corps qui en sont avides; si les produits de la réaction sont gazeux, la décomposition est ordinairement accompagnée de détonation et de dégagement de lumière. L'acide iodique est isomorphe avec l'acide chlorique et avec l'acide bromique. Uni aux bases, il forme des iodates isomorphes avec les chlorates et les bromates.

*Préparation.* On prépare l'acide iodique par un procédé analogue à celui qui sert à préparer les acides chlorique et bromique. A cet effet, on ajoute à une dissolution bouillante de soude, des quantités successives d'iode jusqu'à ce que la dissolution reste définitivement colorée en jaune. Il se produit de l'iodure de sodium très-soluble et de l'iodate de soude peu soluble. Le filtre opère la séparation de l'iodate de soude. Celui-ci est, par voie de double décomposition, changé en iodate de baryte, auquel on ajoute de l'acide sulfurique pour former du sulfate de baryte insoluble; l'acide iodique reste en dissolution.

On prépare également l'acide iodique en chauffant 1 partie d'iode avec 5 parties d'acide nitrique pur concentré. Il se dégage des vapeurs nitreuses; et en chassant, par la chaleur, l'excès d'acide nitrique employé, on obtient pour résidu de l'acide iodique aqueux.

*Composition.* A la température de 250°, l'acide iodique se décompose en 2 volumes de vapeurs d'iode et 5 volumes d'oxygène. De là sa formule =  $\text{IO}^5$  ou  $\text{I}^5\text{O}^5$ .

*Iodates (iodites de quelques auteurs).*

Les iodates sont tout à fait analogues aux chlorates et aux bromates, avec lesquels ils sont isomorphes. Ils sont tous éga-

lement décomposés par la chaleur, avec dégagement d'oxygène et formation d'iodures.

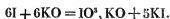
Traités par un corps désoxygénant, tel que l'acide sulfureux, les iodates donnent un précipité d'iode qui communique à l'amidon une teinture bleue caractéristique.

Quand on les traite par le chlore, il y a également de l'iode mis en liberté.

*Composition.* Comme dans les chlorates et dans les bromates, l'oxygène de l'acide est à l'oxygène de la base comme 5 : 1.

Les iodates sont, en général, insolubles ou peu solubles dans l'eau.

*Préparation.* Pour préparer les iodates (alcalins), on mêle de l'iode en poudre avec un alcali en dissolution. Il se produit un iodate peu soluble qui se dépose, et un iodure qui reste en dissolution. Ainsi, pour préparer, par exemple, l'iodate de potasse, on mêle de l'iode en poudre avec une dissolution de potasse concentrée. On l'y mêle par portions successives, jusqu'à ce que la dissolution reste colorée. Par le repos, il se dépose de l'iodate de potasse; et l'iodure de potassium reste en dissolution. Il se produit 1 équiv. d'iodate pour 5 équiv. d'iodure; car l'iode enlève 5 équiv. d'oxygène à 5 équiv. de potassium pour former 1 équiv. d'acide iodique. Cette réaction peut être formulée de la manière suivante :



Les iodates de soude, de chaux, de baryte, de strontiane, se préparent comme nous venons de l'indiquer.

Les bromates se préparent de la même manière que les iodates.

### *Iodure d'azote.*

SYN. *Azotide d'iode.*

*Propriétés physiques.* L'iodure d'azote a l'aspect d'une poudre noirâtre. Desséché, il est, pour ainsi dire, intangible. Le choc le plus léger suffit pour le faire détoner violemment; c'est ce qui rend ce corps si dangereux à manipuler.

On prévient cependant cet inconvénient en mélangeant la matière explosible avec des grains de sable, avec de la farine, de la sciure fine de bois, enfin avec des parcelles d'un corps étranger, pour écarter, les unes des autres, les molécules de la matière explosible. D'autres substances intangibles, telles que le fulminate d'argent, le fulminate de mercure, etc., sont ainsi rendues manipulables.

*Propriétés chimiques.* L'iodure d'azote détonne par le choc parce que les deux éléments dont il se compose se désagrègent subitement, pour reprendre l'état de fluides élastiques. L'eau le décompose mieux à chaud qu'à froid; il se produit de l'iodite et l'iodhydrate d'ammoniaque, un peu d'azote, et de l'iode qui colore la liqueur. L'iodure d'azote a beaucoup d'analogie avec le chlorure d'azote.

*Préparation.* L'iodure d'azote se produit en faisant réagir sur une dissolution d'ammoniaque, de l'iode très-divisé, obtenu en précipitant la teinture d'iode par l'eau. *Explication.* L'ammoniaque se compose d'hydrogène et d'azote ( $\text{NH}_3$ ): une partie de l'iode se substitue à l'hydrogène de l'ammoniaque, pour former l'iodure d'azote qui se dépose; et une partie de l'ammoniaque non décomposée, produit avec l'iode, de l'iodhydrate d'ammoniaque soluble. Du reste, cette réaction est tout à fait analogue à celle du chlore sur l'ammoniaque (Voy. *Préparation du chlorure d'azote*).

*Composition.* L'iodure d'azote peut être considéré comme de l'ammoniaque dans laquelle l'hydrogène a été remplacé par l'iode.

Formule :  $\text{NI}^3 = \text{Az}^3\text{I}^6$ .

M. Millon avance que les composés détonants d'iode, de chlore et de brôme, contiennent de l'hydrogène; et M. Marchand, ayant repris les travaux de M. Millon, donne, pour la formule de l'iodure d'azote :  $\text{I}^3\text{Az}^3\text{H}^4$  (1).

---

(1) *Annales de Physique et de Chimie*, Janvier, 1840.

## FLUOR.

SYNONYME. *Phthor* ( φθισις , je détruis ) Ampère.

Le fluor paraît se combiner directement avec tous les corps connus ; de là l'extrême difficulté qu'on éprouve à l'isoler. L'étude des composés, dans lesquels entre ce corps , nous porte à croire qu'il doit avoir la plus grande analogie avec le chlore , le brôme et l'iode , et former avec eux un groupe de corps très-naturel.

L'acide fluorhydrique, exposé à l'action de la pile, donne de l'hydrogène au pôle négatif, et une masse brunâtre au fil de platine du pôle positif, laquelle masse n'est autre chose que du fluorure de platine. Un courant de gaz chlore qu'on fait arriver sur du fluorure d'argent, produit du chlorure d'argent , et le fluor, en se séparant , se combine aussitôt avec la substance des vases dans lesquels on opère. Cependant, lorsqu'on fait l'opération dans un vase fait avec du fluorure de calcium, seule substance qui ne soit pas attaquée par le fluor, on remarque un gaz d'un brun jaunâtre qui prend naissance. Ce gaz est probablement le fluor dont on n'a pas encore examiné les propriétés physiques. Le symbole du fluor est :

$F = 233,800$  ( 1 équivalent ) =  $F^2$  ( 2 atomes ).

*Acide fluorhydrique.*

SYNONYMES. *Acide hydrofluorique* , *acide fluorique*, *acide hydro-phthorique* ,  
*Fluss-säure* , *Flusswasserstoffsäure* ( allem. ).

*Propriétés physiques.* L'acide fluorhydrique est analogue à l'acide chlorhydrique. Il a une saveur excessivement caustique et une odeur très-pénétrante. Il devient liquide à la température de 0° ; tandis que l'acide chlorhydrique ne se liquéfie qu'à la température de — 60°. Sa densité varie de 1,06 à 1,26 lorsqu'il contient une certaine quantité d'eau.

L'acide fluorhydrique répand à l'air des fumées blanches et



épaisses. Il est, comme l'acide chlorhydrique, très-avide d'eau, et il s'y dissout avec une sorte d'effervescence. Il bout à 15°, et ne se congèle pas à — 20°.

*Propriétés chimiques.* L'acide fluorhydrique est très-stable, c'est-à-dire que l'affinité du fluor pour l'hydrogène est très-grande. Cette affinité est même plus grande que celle du chlore pour l'hydrogène ; ce qui le prouve, c'est qu'en faisant arriver du chlore sur du fluorure d'argent, on obtient un chlorure d'argent, et le fluor, ainsi éliminé, décompose l'eau à froid et dans l'obscurité aussi bien qu'à la lumière, ce que ne fait pas le chlore.

L'acide fluorhydrique rougit fortement la teinture de tournesol. On le décompose en le faisant arriver dans un tube incandescent, contenant du fer, de l'argent, etc : il se produit un fluorure de fer, d'argent, etc., et l'hydrogène se dégage. En général, tous les corps qui décomposent l'acide chlorhydrique, décomposent aussi l'acide fluorhydrique. Il forme, avec les bases, des fluorures tout à fait analogues aux chlorures, bromures, iodures et cyanures.

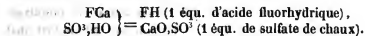
L'acide fluorhydrique exerce une action très-énergique sur l'économie animale. Il est facilement absorbé par les tissus qu'il corrode et détruit. Une goutte de cet acide, mise sur la peau, produit d'abord un picotement semblable à la piqure d'une ortie ; bientôt (au bout de deux heures environ), il se forme, sur cet endroit de la peau, une grosse ampoule causant une sensation de cuisson insupportable, souvent accompagnée de symptômes fébriles. C'est un des poisons corrosifs les plus violents.

*Caractères distinctifs.* L'acide fluorhydrique est le seul corps qui, dans les circonstances ordinaires, attaque la silice libre ou combinée. On a mis cette propriété à profit pour graver sur verre. A cet effet, on recouvre celui-ci d'une mince couche de vernis bien uniforme ; ensuite on y trace, avec une pointe d'acier, les dessins qu'on désire ; enfin, on fait arriver sur la plaque de verre où l'on a tracé le dessin, des va-

peurs d'acide fluorhydrique, qui attaquent le verre partout où il a été mis à nu par la pointe d'acier. La couche de vernis protège toutes les autres parties (1).

*Préparation.* Nous avons vu que, pour préparer l'acide chlorhydrique, il fallait traiter le chlorure de sodium par l'acide sulfurique ordinaire. Pour préparer l'acide fluorhydrique, il suffit de substituer le fluorure de calcium (spath fluor, fluat de chaux), au chlorure de sodium. Seulement ici, il faut opérer à chaud.

La réaction est semblable à celle qui se produit dans la préparation de l'acide chlorhydrique.



On recueille et l'on conserve l'acide fluorhydrique dans des vases de plomb, de cuivre, d'argent ou de platine. On peut encore le conserver dans des bouteilles de caoutchouc. On doit rejeter les vases de verre, car l'acide fluorhydrique attaque le verre et tous les vases dans la composition desquels entre la silice.

100 parties d'acide fluorhydrique se composent de

94,933 de fluor  
5,067 d'hydrogène.

Et en établissant la proportion suivante,

$$5,067 : 94,933 :: 12,48 : x, \text{ on a l'équivalent du fluor} \\ = 233,80 = \text{Fl ou Fl}^{\text{p}} \text{ (en atomes).}$$

*Usage.* On emploie l'acide fluorhydrique pour graver sur verre.

*Historique.* L'acide fluorhydrique a été découvert en 1771, par Scheele qui, le regardant comme un composé d'oxygène et de fluor, l'appela acide fluorique. Davy, Thénard et

---

(1) Ce procédé est analogue à celui dont on se sert pour graver sur cuivre; seulement, à la place de l'acide fluorhydrique, on se sert de l'acide azotique.

Gay-Lussac ont les premiers démontré que l'acide fluorique de Scheele est un hydracide.

### *Fluorures.*

SYN. *Phthorures*, *fluates*.

Les fluorures sont analogues aux chlorures, bromures et iodures. Ils sont généralement solubles. Le fluorure d'argent lui-même est soluble. Le fluorure de calcium est seul insoluble.

*Caractères distinctifs.* C'est l'acide fluorhydrique qui caractérise les fluorures..

1° Les fluorures, traités par l'acide sulfurique bouillant, dégagent des vapeurs d'acide fluorhydrique dont le principal caractère est de corroder le verre, en donnant naissance à du fluorure de silicium.

2° En faisant arriver un courant de chlore sur un fluorure, et particulièrement sur le fluorure d'argent soluble, contenu dans un vase fait avec du fluorure de calcium, on obtient un gaz d'un jaune fauve, qui, probablement, n'est autre chose que le fluor ou le phthor. Ce gaz attaque rapidement tous les autres vases, et décompose l'eau en donnant naissance à de l'acide fluorhydrique.

3° Les fluorures, chauffés avec de l'acide borique, à une température très-élevée, donnent lieu à des vapeurs excessivement épaisses, très-fumantes, de fluorure de bore (acide fluo-borique).

La composition des fluorures est analogue à celle des chlorures. Formules: FIM (équivalents),  
FPM (atomes).

### *Fluorure de silicium.*

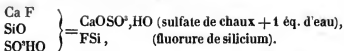
SYNONYMES. *Acide phthoro-silicique*, *acide fluosilicique*, *phthorure de silicium*.

*Propriétés physiques.* Le fluorure de silicium est un gaz incolore, fumant beaucoup à l'air. Il a une saveur et une

odeur analogues à celles de l'acide chlorhydrique, avec lequel il avait été autrefois confondu. Sa densité est 3,597. L'eau en absorbe 365 fois son volume. Sa dissolution aqueuse ne tarde pas à se décomposer : il se produit, aux dépens des éléments de l'eau, de l'acide silicique insoluble sous forme de gelée, et de l'acide fluorhydrique qui reste en dissolution (Voy. *Propriétés chimiques*).

*Propriétés chimiques.* Le fluorure de silicium rougit fortement la teinture de tournesol. Il se décompose dans l'eau en 1 éq. d'acide silicique et en 1 éq. d'acide fluorhydrique. Celui-ci se combine avec 2 éq. de fluorure de silicium non décomposé, pour donner lieu à un composé stable, que l'eau ne décompose plus (Voy. *Acide hydro-fluo-silicique*).

*Préparation.* On prépare le fluorure de silicium en faisant agir de l'acide sulfurique ordinaire sur du fluorure de calcium mêlé de fragments de verre pilés ou de grains de sable. Il faut éviter de le recueillir sur l'eau.



*Formule.* Si Fl ou Si Fl<sup>2</sup> (atomes); et suivant Berzélius, Si<sup>2</sup> Fl<sup>2</sup>.

### *Fluorure de bore.*

SYNONYMES. *Acide phthoroborique, acide fluoborique.*

*Propriétés physiques.* Le fluorure de bore est un gaz incolore. Il a une odeur suffocante et une saveur fortement acide. Sa densité est 2,31. Il est extrêmement soluble dans l'eau qui, suivant Davy, en absorbe jusqu'à 700 fois son volume. Il carbonise le bois comme l'acide sulfurique concentré. Il n'attaque pas le verre. C'est de tous les gaz celui qui fume le plus à l'air.

*Propriétés chimiques.* Dissous dans l'eau, le fluorure de bore finit par s'y décomposer, en donnant naissance à de

l'acide borique qui se précipite, et à de l'acide fluorhydrique qui reste en dissolution (1). Une partie de l'acide fluorhydrique se combine avec une partie d'acide borique, pour former un composé soluble, qui a été appelé *acide hydro-fluo-borique*.

Le gaz fluo-borique, de même que le gaz fluo-silicique, est absorbé, en quantité considérable, par l'alcool absolu; les combinaisons qui en résultent, sont décomposées par une chaleur d'environ  $140^{\circ}$ , laquelle en sépare de l'éther sulfurique (2).

*Préparation.* En faisant agir 2 parties d'acide sulfurique concentré sur 1 partie d'acide borique et 2 parties de fluorure de calcium, il se produit de l'acide fluorhydrique qui, en se portant sur l'acide borique, donne naissance à du fluorure de bore et à de l'eau; aussi peut-on le préparer en faisant agir directement l'acide fluorhydrique sur de l'acide borique.

*Formule.*  $\text{BFI}^3$  (?).

### *Acide hydro-fluo-silicique.*

SYNONYMES. *Hydro-phthoro-silicique*, fluorure ou phthorure double d'hydrogène et de silicium.

*Propriétés physiques.* Cet acide est liquide, inodore et d'une saveur fortement acide. Il est encore peu connu.

*Propriétés chimiques.* L'acide hydro-fluo-silicique forme avec les oxy-bases et particulièrement avec les alcalis, des fluorures doubles de silicium et de la base employée. Ces fluorures doubles sont, en général, très-peu solubles. Avec la potasse et les sels de potasse, il donne un précipité gélatineux qui se compose de 2 équivalents de fluorure de potassium et de 1 equiv. de fluorure de silicium. Avec la soude, il n'y a pas de précipité, le fluorure double de sodium et de silicium étant

(1) Cette réaction est analogue à celle du fluorure de silicium dans l'eau.

(2) Kuhlmann, dans les *Comptes rendus des séances de l'Académie des Sciences*; année 1839, pag. 499.

soluble. Ces précipités (fluorures doubles) sont analogues aux précipités produits par le cyano-ferrure de potassium. Dans ces derniers, le cyanure de potassium (2 équiv.) constitue l'élément mobile; c'est-à-dire l'élément qui est remplacé par la base qu'on précipite; tandis que le cyanure de fer (1 équ.) constitue l'élément immobile, qui se retrouve dans tous les précipités formés par la cyano-ferrure de potassium. Il en est tout à fait de même des précipités formés par le fluorure double d'hydrogène et de silicium. Le fluorure de silicium constitue l'élément immobile, et le fluorure d'hydrogène, l'élément mobile.

*Préparation.* On l'obtient en faisant arriver le gaz acide fluorhydrique dans l'eau. Celle-ci est décomposée: il se produit de l'acide silicique (silice) et de l'acide fluorhydrique. Afin que la silice qui se produit ne bouche pas le tube par lequel se dégage l'acide fluorhydrique, il faut faire plonger ce tube dans une couche de mercure maintenue sous l'eau. Chaque bulle qui s'élève s'entoure, à la surface de l'eau, d'une pellicule mince de silice; et, à la fin de l'opération, toute l'eau se trouve convertie en une masse gélatineuse qu'on traite par le filtre. Le liquide qui passe, est l'acide hydro-fluo-silicique; la silice reste sur le filtre.

*Composition.* L'acide hydro-fluo-silicique se compose de 1 équivalent d'acide fluorhydrique ( $\text{F1H}$ ) et de 2 équiv. de fluorure de silicium ( $2\text{F1Si}$ ). De là, sa formule:  
 $=\text{F}^3\text{SiH} = \text{F}^6\text{SiH}^2$  (atôm.) = 1 équ. d'acide hydro-fluosilicique.

*Usage.* L'acide hydro-fluo-silicique est un bon réactif des sels de potasse.

## CYANOGENÈ.

ΝΟΜ. Κυανυγενής de κυανός (bleu), et de γίγνομαι (je prends naissance) (1).

*Propriétés physiques.* Le cyanogène est un gaz incolore, doué d'une saveur piquante et d'une odeur *sui generis*, aussi pénétrante que celle de l'ammoniaque. Il se liquéfie sous une pression de  $3\frac{6}{10}$  atmosphères, et à la température de 5° centig. L'eau en dissout 4 fois son volume. L'alcool en dissout jusqu'à 30 fois son volume. Sa densité est 1,819.

*Propriétés chimiques.* Le cyanogène est un radical composé, fonctionnant exactement comme le chlore, l'iode, le brome. Il brûle avec une belle flamme pourpre, en donnant naissance à de l'azote et à de l'acide carbonique. Il est très-stable et résiste à une température élevée.

L'hydrogène sec n'exerce sur lui aucune action. Brûlé avec l'oxygène, il donne de l'acide carbonique et de l'azote.

Mis en contact avec le fer chauffé au rouge, il cède son carbone au fer et laisse dégager l'azote. En le chauffant légèrement avec une petite quantité de potassium dans un tube de verre, il se produit une incandescence notable, avec formation de cyanure de potassium.

La dissolution aqueuse de cyanogène se colore rapidement en brun à la lumière. Il se dépose une matière brune, analysée par MM. Pelouze et Richardson ( $2N^3C^3+HO$ ), et la liqueur contient de l'acide cyanhydrique, de l'acide carbonique, de l'ammoniaque, de l'urée et de l'oxalate d'ammoniaque (Woehler).

*État.* Le cyanogène n'existe pas dans la nature à l'état de liberté. Presque toutes les substances organiques, contenant du carbone et de l'azote, peuvent, dans certaines circonstances, donner naissance à du cyanogène.

---

(1) La composition de ce mot est aussi fautive que celle du mot oxygène (V. Oxygène.)

*Préparation.* On obtient le cyanogène à l'état de fluide élastique, en chauffant du cyanure de mercure, parfaitement sec, dans une cornue en verre, absolument comme on obtient l'oxygène, en chauffant le peroxyde rouge de mercure. Tout le mercure se sublime dans le col de la cornue; et il reste au fond de celle-ci, un peu de matière charbonneuse azotée (*paracyanogène*).

On prépare le cyanogène en grand (fabriques de bleu de Prusse), en calcinant des substances animales, telles que le sang, les muscles, etc., avec de la potasse ou de la soude; mais alors le cyanogène s'obtient à l'état de cyanure.

*Composition.* En mettant dans l'eudiomètre :

|                       |
|-----------------------|
| 100 vol. de cyanogène |
| 300 vol. d'oxygène    |

On a :                    total    400 volumes ;

après étincelle    = 400 vol. (le volume ne change pas);

après potasse     = 200 vol. (200 vol. d'acide carbonique absorbé, représentant 200 v. d'oxygène);

après phosphore = 100 vol. (100 vol. d'oxygène absorbé).

Les 100 volumes qui restent, sont de l'azote pur.

Ainsi, 100 volumes (1 vol.) de cyanogène se composent de 200 volumes (2 vol.) de vapeurs de carbone (puisque l'oxygène prend exactement son volume de vapeurs de carbone pour former de l'acide carbonique), et de 100 volumes (1 vol.) d'azote.

Formule :  $C^2N = 1$  vol. de cyanogène. Or, l'équivalent du cyanogène, comme celui de l'hydrogène, représente deux volumes de gaz (1). De là,  $C^2N^2 = 2$  vol. de cyanogène (1 éq.) = Cy ou  $Cy^2$  (atomes).

(1) La quantité d'hydrogène dégagée par suite de la décomposition de l'eau, au moyen du potassium, représente exactement la quantité de cyanogène qu'aurait prise ce même potassium pour former du cyanure de potassium.



D'après ces données, le poids de 1 volume de cyanogène est

|        |
|--------|
| 0,4214 |
| 0,4214 |
| 0,9760 |
| 1,8188 |

total = 1,8188 = poids de 1 vol. de cyanogène ou la densité de ce gaz.

L'équivalent du cyanogène est égal à la somme de deux équivalents de carbone (4 vol. de vapeurs de carbone) et de 1 équivalent d'azote (2 vol. d'azote).

$$\begin{array}{rcl} 177,036 & = & \text{N} \\ 76,437 & & \\ 76,437 & \} & = \text{C}^1 \end{array}$$

$$329,930 = \text{Cy} \text{ on } \text{Cy}^2 = 1 \text{ équiv. de cyanog.}$$

*Historique.* Le cyanogène a été découvert par M. Gay-Lussac.

#### *Acide cyanhydrique.*

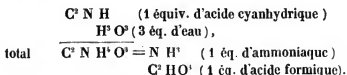
SYNONYMES. *Acide hydrocyanique, acide prussique, Blaustüure* (allemand.).

*Propriétés physiques.* L'acide cyanhydrique est un liquide incolore, d'une saveur d'abord fraîche, puis brûlante comme celle des huiles essentielles. Son odeur est caractéristique; elle rappelle l'odeur du kirsch, des noyaux de cerises, des amandes amères pilées ou des fleurs de pêcher. L'odeur de ces substances est elle-même due à la présence d'une certaine quantité d'acide cyanhydrique. Il bout à 26°,5; aussi, dans une atmosphère de 27°, est-il naturellement gazeux. On le conserve dans une atmosphère d'oxygène, afin de ralentir les effets d'une trop grande volatilité. Lorsqu'on met une goutte d'acide prussique sur un morceau de papier, on remarque qu'une partie se volatilise, tandis que l'autre se solidifie sous forme de petits cristaux. Sa densité à 0°, est 0,776. La densité de sa vapeur est 0,9476, par l'expérience directe, et 0,9438, par le calcul. Il se congèle à - 15°, sous forme d'une masse fibreuse. Suivant Schulz, l'acide prussique ne se congèle à cette tempé-

rature qu'en vertu d'une petite quantité d'eau qu'il renferme ; parfaitement anhydre, il est, selon lui, encore liquide à — 49°. Il se mêle en toutes proportions avec l'eau, l'alcool et l'éther.

*Propriétés chimiques.* L'acide cyanhydrique rougit faiblement la teinture de tournesol ; il a des propriétés acides peu prononcées. L'acide carbonique lui-même peut le chasser des combinaisons. Mis en contact avec le potassium et le sodium, l'acide cyanhydrique forme des cyanures, avec dégagement d'hydrogène ; avec la potasse, la soude, etc., il forme également des cyanures, mais sans dégagement d'hydrogène. (Voy. *Acide chlorhydrique*.) Le cyanure de potassium donne du bleu de Prusse, avec les sels de fer. L'acide prussique s'enflamme facilement et brûle avec une flamme blanche, en produisant de l'acide carbonique.

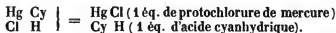
Il est difficile de conserver cet acide longtemps sans qu'il s'altère. Le contact de la lumière et la présence de l'eau sont surtout propres à hâter l'altération profonde qu'il peut subir. Mais en évitant même toutes ces circonstances, il se décompose quelquefois dans l'espace de 24 heures. D'autres fois il se décompose dans l'espace de 2 à 3 heures après sa préparation, sans qu'on en connaisse la véritable cause. Cette singulière tendance à la décomposition rend certainement plus rares les accidents et les cas d'empoisonnement auxquels l'acide prussique peut donner lieu. Les produits de sa décomposition ne sont point dangereux ; c'est de l'ammoniaque et de l'acide formique (cyanhydrate et formiate d'ammoniaque), et une matière brunâtre, insoluble (dépôt). La présence d'un acide minéral (acide chlorhydrique) hâte puissamment la formation de l'acide formique et de l'ammoniaque, aux dépens de 1 éq. d'acide cyanhydrique et de 3 éq. d'eau (*Pelouze*).



Il est à remarquer que le formiate d'ammoniaque, produit de l'altération de l'acide prussique à la température ordinaire, se décompose lui-même, à l'aide de la chaleur (180°), en acide prussique et en eau. L'action de l'acide prussique sur l'homme et sur les animaux est instantanée : il tue comme un coup de foudre, sans aucune lésion apparente de tissu. Il exerce une action délétère même sur les végétaux. L'ammoniaque, ou une dissolution chlorée, est son contre-poison.

**État.** L'acide cyanhydrique existe dans presque toutes les plantes de la grande famille des *rosacées*, telles que le pêcher, l'amandier, le cerisier, le prunier, le laurier-cerise, etc. Il est contenu dans l'eau distillée des feuilles et des fleurs des *rosacées amygdaloides*. D'ailleurs, il se produit dans une foule de circonstances : dans la distillation sèche de plusieurs substances organiques azotées, dans celles du formiate d'ammoniaque, par l'action des acides sur les cyanures alcalins, etc.

**Préparation.** Les procédés qu'on emploie pour préparer l'acide prussique, sont tout à fait analogues à ceux qu'on emploie pour préparer l'acide chlorhydrique, l'acide bromhydrique, etc. A cet effet, on traite un cyanure par un acide, comme l'acide sulfurique, l'acide sulfhydrique, l'acide chlorhydrique. On choisit de préférence le cyanure de mercure et l'acide chlorhydrique concentré. Il se produit, par voie de double échange, du chlorure de mercure (protochlorure) et de l'acide cyanhydrique qui se dégage.



Pour enlever à cet acide l'eau et un peu d'acide chlorhydrique qu'il peut entraîner, on place dans le tube par où l'acide cyanhydrique se dégage, des fragments de marbre (pour retenir l'acide chlorhydrique), et du chlorure de calcium (pour enlever l'eau). On condense l'acide cyanhydrique dans un récipient entouré d'un mélange réfrigérant. Ce

procédé, indiqué par M. Gay-Lussac, est de tous les procédés le meilleur.

Le procédé le moins coûteux consiste à brûler du sang et à traiter le résidu de l'incinération par de l'acide sulfurique étendu. Par l'action de la chaleur, l'acide cyanhydrique passe à la distillation. Dans cet état, il est impur et contient beaucoup d'eau. En faisant digérer avec de l'eau, des amandes amères, des feuilles de laurier cerise, des noyaux de pêches, de cerises, de pruneaux, on obtient, par la distillation, des vapeurs d'acide cyanhydrique qui se dégagent les premières. Il faut arrêter la distillation à temps, afin que l'acide ne contienne pas une trop grande quantité d'eau.

Procédé de *Trautwein* : On distille, à une douce chaleur, 15 parties cyanoferrure de potassium bien pulvérisé, avec un mélange de 9 parties d'acide sulfurique et 9 parties d'eau. On recueille le produit dans un récipient refroidi, contenant 5 parties de chlorure de calcium concassé. On arrête la distillation dès que le chlorure de calcium est couvert par le liquide passé dans le récipient. L'acide cyanhydrique ainsi obtenu est anhydre.

*Composition.* Pour brûler complètement (dans l'eudiomètre), 100 volumes de vapeurs d'acide cyanhydrique, il faut employer exactement 125 vol. d'oxygène.

|       |                               |
|-------|-------------------------------|
|       | 100 vol. d'acide cyanhydrique |
|       | 125 vol. d'oxygène            |
| total | <hr/> 225 vol.                |

après étincelle = 150 (absorption d'oxygène par le carbone et l'hydrogène),

après potasse = 50 (100 vol. d'acide carbonique absorbé, représentant 100 vol. d'oxygène).

Les 50 vol. qui restent sont de l'azote pur.

Enfin 25 vol. d'oxygène ont disparu à l'état d'eau, en absorbant 50 vol. d'hydrogène.

Or, puisqu'il faut 200 vol. d'oxygène pour brûler exactement 100 vol. de cyanogène à l'état d'acide carbonique (Voy. *Cyanogène*), et qu'il ne faut, d'un côté, que 100 vol. d'oxygène pour convertir 100 vol. d'acide cyanhydrique, en acide carbonique, et que, d'un autre côté, 25 vol. d'oxygène disparaissent à l'état d'eau, il s'ensuit que 100 vol. d'acide cyanhydrique se composent de 50 de cyanogène et de 50 d'hydrogène; en d'autres termes, 1 vol. d'acide cyanhydrique se compose de  $\frac{1}{2}$  vol. de cyanogène et de  $\frac{1}{2}$  d'hydrogène. Le cyanogène s'unit donc à l'hydrogène, *sans condensation*, pour former de l'acide cyanhydrique; de même que le chlore s'unit à l'hydrogène sans condensation pour former de l'acide chlorhydrique. En faisant absorber 100 vol. d'acide chlorhydrique par du potassium, on obtient 50 vol. d'hydrogène. Il en est absolument de même pour l'acide cyanhydrique. L'équivalent de ce dernier est donc tout à fait semblable au premier.

$$1 \text{ éq. de cyanogène} = 329,910$$

$$1 \text{ éq. d'hydrogène} = 12,479$$

$$1 \text{ éq. d'acide cyanhydrique} = 442,389 = \text{C}^{\text{N}}\text{H} = \text{C}^{\text{N}}\text{H}^2 \text{ (atomes) saturant 1 éq. de base.}$$

*Usage.* L'acide prussique étendu d'eau est quelquefois employé en médecine.

*Historique.* L'acide prussique a été découvert par Scheele.

### *Cyanures.*

Les cyanures sont analogues aux chlorures, bromures, iodures et fluorures.

Les cyanures alcalins et terreux sont solubles dans l'eau; les cyanures métalliques sont peu solubles.

Les cyanures alcalins ont tous une réaction fortement alcaline, et ils exhalent, à une température peu élevée, une odeur d'acide prussique. Ils sont, sous ce rapport, semblables aux sulfures alcalins. Comme ceux-ci, les cyanures

se convertissent , à la longue, en carbonates , sous l'influence de l'acide carbonique de l'air.

A l'abri du contact de l'air et de l'humidité , les cyanures alcalins peuvent supporter une très-haute température sans se décomposer. Ils se transforment en formiates , lorsqu'on les fait bouillir avec un excès d'alcali.

Tous les cyanures se changent , par l'action de l'acide chlorhydrique , en chlorures , et en acide formique , et par l'action de la potasse caustique , en ammoniaque et en acide formique. Les cyanures des métaux dont les carbonates sont décomposables au-dessous de la chaleur rouge , donnent , par la calcination avec l'oxyde de cuivre , des volumes d'azote et d'acide carbonique , dans le rapport de 1 à 2.

Les cyanures de mercure et d'argent dégagent , par la chaleur , du cyanogène pur.

*Composition.*  $\text{M Cy} = \text{MCy}^3 = \text{MN}^3\text{C}^3$ .

*Préparation.* Tous les cyanures insolubles peuvent s'obtenir en traitant l'acétate du métal par l'acide cyanhydrique.

Nous ne traiterons pas des nombreux composés que le cyanogène forme avec l'oxygène , le soufre , le chlore , le brome , l'iode , etc. Tous ces composés , ainsi que le cyanogène et l'acide cyanhydrique eux-mêmes sont du ressort de la chimie organique plutôt que de la chimie minérale. Nous avons décrit le cyanogène et l'acide cyanhydrique , afin de compléter le tableau de la famille des chloracés.

## AZOTE ET HYDROGÈNE.

L'*azote* et l'*hydrogène* ne constituent pas une famille naturelle. On pourra les regarder comme formant, pour ainsi dire, la transition des corps minéralisateurs aux alcalis. L'azote et l'hydrogène, combinés ensemble, constituent le radical non isolé (*ammonium* =  $\text{NH}_4$ ) d'une base alcaline puissante (voy. *Kaliacés*). L'azote ne se combine avec l'oxygène que par voie indirecte. Les oxacides d'azote sont peu stables et abandonnent facilement leur oxygène aux corps qui en sont avides. Ce caractère rapproche l'azote des *chloracés*. L'hydrogène a également quelque analogie avec les *chloracés*; son équivalent représente le double (en volume) de l'équivalent de l'oxygène. Dans les composés organiques, le chlore, le brome, l'iode, etc., peuvent remplacer, équivalent pour équivalent, l'hydrogène et même l'azote, sans changer le type du composé.

## AZOTE.

ÉTYMOLOGIE. *Azote* dérive de  $\alpha$  priv. et de  $\zeta\omega\varsigma$ , vie, c'est-à-dire gaz qui prive de la vie (1).

SYNONYMES. *Nitrogène*, *alcaligène*, *septone*, *air phlogistique*, *air vicié*, *moquette atmosphérique*, *Stickstoff* (allemand).

*Propriétés physiques.* L'azote est un gaz un peu plus léger que l'air. Sa densité est 0,9760. Un litre de ce gaz à 0° et sous la pression de 0<sup>m</sup>,76 pèse 1 gramme, 2674. C'est un fluide élastique permanent. Il est complètement inodore, insipide, incolore. Son pouvoir réfringent est 1,020. Il est peu soluble dans l'eau. 100 litres d'eau dissolvent 2<sup>lit.</sup>,4 d'azote.

*Propriétés chimiques.* Bien différent de l'oxygène qui se combine facilement avec la plupart des autres corps simples, l'azote ne se combine avec aucun corps par voie directe. Il se distingue de l'oxygène par des propriétés négatives, quoiqu'il soit le congénère de ce gaz, dans la constitution de l'air atmosphérique. L'azote se combine, à l'état de gaz naissant, c'est-à-dire au moment où il se dégage d'un corps en décomposition, avec l'hydrogène pour produire de l'ammoniaque, avec le carbone

(1) Le mot *azote*, a nsi formé, signifie plutôt corps sans vie.

pour former le cyanogène, avec l'oxygène en différentes proportions pour former une série de composés acides ou indifférents.

*Caractères distinctifs.* L'azote, comme l'acide carbonique, éteint les corps en combustion, mais il se distingue de ce dernier, en ce qu'il ne rougit pas la teinture de tournesol, qu'il ne précipite pas l'eau de chaux, et qu'il a une densité moins grande. Il est irrespirable comme l'hydrogène, et comme ce dernier, il produit l'asphyxie, non pas en détruisant les tissus, mais en privant la respiration de son aliment indispensable.

*État.* L'azote existe dans l'air, à l'état de liberté. Il existe à l'état de combinaison, dans l'ammoniaque, dans l'acide nitrique, dans presque toutes les substances animales et dans un grand nombre de substances végétales, telles que la farine (gluten), les alcalis végétaux, comme la quinine, la morphine, la strychnine, etc.

*Préparation.* En enlevant à l'air l'oxygène, on obtient pour résidu l'azote. Il y a différents moyens d'enlever cet oxygène :

1° Avec le phosphore qu'on brûle sous une cloche contenant de l'air atmosphérique. Il se produit des vapeurs blanches et épaisses d'acide phosphorique, qui se dissolvent dans l'eau. L'eau monte au-dessus de son niveau, à mesure que l'oxygène est absorbé. L'azote qui reste est mêlé d'un peu d'acide carbonique, qu'on enlève facilement au moyen de la potasse caustique.

2° Avec la limaille de fer, chauffée au rouge dans un tube de porcelaine. L'air qu'on y fait arriver, perd son oxygène qui se porte sur le fer pour l'oxyder, et l'azote peut être recueilli sous l'eau, à l'autre extrémité du tube.

3° Avec l'hydrogène (lampe des philosophes), qu'on enflamme sous une cloche contenant de l'air. Le gaz qui reste est de l'azote, mêlé d'un peu d'acide carbonique.

4° Pour avoir l'azote parfaitement pur, on remplit un long tube de verre avec parties égales de chlore et d'ammoniaque, on agite un peu, en tenant les deux extrémités du



tube hermétiquement fermées. Bientôt l'azote se dégage, pour venir occuper la partie supérieure du tube.

Dans cette action, le chlore décompose une partie de l'ammoniaque ( $\text{NH}_3$ ) pour former avec l'hydrogène de celle-ci de l'acide chlorhydrique qui, à son tour, se porte sur une partie d'ammoniaque non décomposée pour former du chlorhydrate d'ammoniaque. L'azote de l'ammoniaque décomposée se dégage (1).

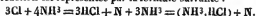
*Formule de l'azote*  $= \text{N}$  (nitrogène) ou  $\text{Az}^1 = 177,036$  (2 atomes)  $= 1$  équivalent.

*Usages.* On se sert quelquefois de l'azote pour former des atmosphères artificielles, lorsqu'on veut opérer sur des corps qui pourraient se dénaturer dans l'air atmosphérique.

### *Air atmosphérique.*

*Propriétés physiques.* Les anciens ignoraient, que l'air fût pesant. Cependant, le vent, le soulèvement des vagues et tant d'autres phénomènes physiques auraient dû faire penser que l'air était un corps matériel. Comparé à l'eau, l'air pèse  $\frac{1}{770}$ . Un litre d'air pèse 1 gr. 2986. Par sa pression, l'air fait équilibre à une colonne de mercure de 0<sup>m</sup>,76 (baromètre), ou à une colonne d'eau de 32 pieds. L'élasticité de l'air étant égale à sa pression, il s'ensuit qu'un très-petit volume d'air peut faire équilibre à un poids égal à celui de l'atmosphère. C'est ce qui explique comment une éprouvette remplie d'air (ou de tout autre gaz), et maintenue au-dessus d'une surface d'eau, ne permet pas à l'eau de monter dans l'intérieur de cette éprouvette, quoique l'eau soit pressée extérieurement sur toute sa surface par tout le poids de l'atmosphère. L'eau dissout environ  $\frac{1}{20}$  de son vol. d'air, ou, plus exactement, 100 litres d'eau dissolvent 2<sup>m</sup>,8 d'air, à la température de 10° et sous la pression de 0<sup>m</sup>,76. L'air dissous dans l'eau est plus riche en oxygène que l'air

(1) La réaction est représentée par la formule suivante :



atmosphérique : il contient environ 33 p. 0/0. d'oxygène. De 0° à 100° l'air augmente de 0,375, ou bien de  $\frac{1}{267}$  de son vol. par chaque degré du thermomètre centigrade (Gay - Lussac). Tous les gaz permanents sont soumis à cette loi, quelle que soit la pression, pourvu qu'elle reste constante pendant toute la durée de l'expérience.

Comme le volume de tous les corps, mais surtout des corps gazeux, augmente ou diminue suivant le degré d'élevation ou d'abaissement de la température, il est important de tenir compte de l'indication thermométrique dans les analyses et surtout dans la détermination des poids spécifiques.

*Constitution.* L'air est composé des corps suivants :

1° Oxygène et azote. 100 volumes d'air renferment, terme moyen, 21 volumes d'oxygène et 79 volumes d'azote.

2° Acide carbonique. 1000 volumes d'air renferment, terme moyen, 4 volumes d'acide carbonique (Saussure).

3° Eau, à l'état de vapeur, à peu près dans la même proportion que l'acide carbonique.

4° Des parcelles très-petites de substances animales et végétales, dont les quantités varient suivant les localités.

*Analyse qualitative de l'air pour découvrir : 1° l'oxygène.* Quand on brûle du fer dans l'oxygène préparé au moyen du chlorate de potasse ou du peroxyde de manganèse (Voy. *Préparation de l'oxygène*), on obtient le même produit (oxyde de fer) que lorsqu'on le brûle dans l'air. Quand on brûle du charbon dans l'oxygène, on obtient le même gaz (acide carbonique) que lorsqu'on brûle le charbon dans l'air. Il est inutile de multiplier les exemples de ce genre. De là, nous sommes conduits à conclure qu'il y a de l'oxygène dans l'air.

2° L'azote. Quand on a fait brûler du fer, du cuivre, du phosphore, sous une cloche contenant de l'air, on obtient un résidu gazeux qui éteint les allumettes et ne précipite pas l'eau de chaux; ce gaz est l'azote. En mettant ensemble de l'oxygène et de l'azote, à peu près dans le rapport de 1 : 4 on a un mélange dans lequel les corps combustibles brû-

lent, et les animaux respirent comme dans l'air. Le rapport de l'oxygène à l'azote n'est jamais altéré par la présence de la vapeur d'eau, quelle que soit la proportion de celle-ci.

3° *L'acide carbonique.* La végétation et la respiration des animaux attestent l'existence de l'acide carbonique dans l'air. Les landes de Bordeaux se composent d'un terrain siliceux et alumineux, contenant très-peu de matière organique, et pourtant ce terrain est couvert d'immenses forêts. Les plantes respirent, en quelque sorte, d'une manière tout à fait inverse de celle des animaux; car elles absorbent, pendant le jour, de l'acide carbonique pour le décomposer en carbone qui se fixe et en oxygène qui se dégage. Cet acte de respiration n'a lieu que sous l'influence de la lumière. Les animaux, au contraire, absorbent de l'oxygène, par l'acte d'inspiration, et rendent de l'acide carbonique, pendant l'expiration. Aussi, lorsqu'on souffle, au moyen d'un tube, dans de l'eau de chaux, on remarque que celle-ci se trouble, parce qu'il se produit du carbonate de chaux insoluble. De l'eau de chaux, exposée à l'air, se recouvre bientôt d'une pellicule de carbonate de chaux. (crème de chaux des anciens) qui, au contact d'un acide, dégage de l'acide carbonique.

4° *L'eau.* Un vase rempli d'eau froide se recouvre, dans un appartement chaud, d'une rosée ou de gouttelettes d'eau qui ruissellent quelquefois le long des parois du vase; cette eau était en suspension dans l'air à l'état de vapeur. Le chlorure de calcium, le carbonate de potasse solide, etc., se changent, étant exposés à l'air, en véritables dissolutions aqueuses. D'ailleurs, beaucoup de phénomènes météorologiques, comme la rosée, la pluie, les orages, etc., prouvent qu'il y a de l'eau dans l'air.

5° *Des molécules de matière organique.* Lorsqu'on laisse, par une petite ouverture, pénétrer dans un appartement obscur un rayon direct du soleil, on remarque, au milieu de ce rayon, une foule de petits corpuscules, semblables à de la poussière, s'agiter en sens divers. Ces corpuscules sont de nature orga-

nique; ils proviennent de débris de végétaux ou d'animaux.

De l'acide sulfurique, exposé longtemps à l'air libre, prend une couleur de plus en plus foncée, et finit par devenir complètement noir, par suite de la carbonisation des parcelles organiques qui étaient suspendues dans l'air.

*Analyse quantitative.* Lavoisier et Scheele ont les premiers analysé l'air, à peu près à la même époque. Lavoisier s'était, à cet effet, servi du mercure qu'il avait chauffé (oxydé) au contact de l'air; et Scheele avait employé une dissolution de sulfure de potassium, qui a la propriété d'absorber l'oxygène de l'air. L'un et l'autre se trompèrent d'abord dans leurs analyses.

*Eudiométrie.* L'analyse par l'eudiomètre consiste à introduire un mélange d'air et d'hydrogène dans un tube de verre gradué et à parois épaisses (*eudiomètre*), et d'y faire passer une étincelle électrique.

Il faut se rappeler préalablement que l'hydrogène forme, avec l'oxygène, de l'eau, et que l'oxygène y entre pour  $\frac{1}{2}$  et l'hydrogène pour  $\frac{2}{1}$ ; en d'autres termes, l'oxygène prend, à l'aide de l'étincelle électrique, la moitié de son volume d'oxygène pour former de l'eau; de sorte que, la quantité d'hydrogène étant connue, celle de l'oxygène l'est également.

Si l'on emploie l'hydrogène en excès par rapport à l'oxygène, il y aura un résidu d'hydrogène. Si l'on dépasse certaines proportions, et que, par exemple, l'hydrogène soit à l'oxygène comme 16 : 1, l'étincelle électrique ne produira plus aucun effet. La présence d'un gaz étranger, tel que l'azote, l'acide carbonique, etc., en trop grande quantité, s'oppose également à ce que la combinaison de l'hydrogène et de l'oxygène soit complète. Il est important de se procurer de l'hydrogène pur.

C'est dans ces cas que l'emploi des boules de platine de Döbereiner (*Voy. Hydrogène*), offre un immense avantage. Quelles que soient les proportions d'hydrogène et d'oxygène, quel que soit le gaz étranger qui s'y trouve mêlé, la combinaison ou absorption est toujours complète. Avant d'in-

introduire la boule dans le tube, il faut d'abord la faire rougir un peu à la lampe à alcool. Avec ces boules de platine on n'a jamais à craindre que le tube soit brisé; ce qui arrive quelquefois en employant l'étincelle électrique. La combinaison de l'oxygène et de l'hydrogène s'opère graduellement et non point d'une manière brusque et instantanée. Aussi peut-on se dispenser de l'ancien eudiomètre, d'une construction assez compliquée, et même de l'eudiomètre simplifié de M. Gay-Lussac. Un petit tube de verre gradué en centièmes, et une petite boule de platine de la grosseur d'un pois, voilà tout l'appareil eudiométrique réduit à sa plus grande simplicité et comportant une assez grande exactitude.

**Exemple d'analyse.** On met dans un tube gradué,

|                         |
|-------------------------|
| 100 vol. d'air          |
| 100 vol. d'hydrogène    |
| <b>total : 200 vol.</b> |

Après l'action de la boule de platine, il ne reste plus que 137 vol. Il y a eu, en conséquence, absorption (combinaison de l'hydrogène et de l'oxygène) de 63 volumes. Or, dans ces 63 volumes absorbés, l'hydrogène entre pour les deux tiers = 42 vol., et l'oxygène pour le tiers = 21 vol. Donc, de 100 vol. d'hydrogène employés, 58 vol. n'ont pas servi. On enlève ces 58 vol. d'hydrogène, en y ajoutant 29 vol. d'oxygène; la boule de platine les réduit à l'état d'eau. Enfin, il reste dans le tube un résidu de 79 vol., résidu qui persiste et que la potasse n'absorbe pas: ce résidu c'est de l'azote. Donc, 100 volumes d'air se composent de 21 d'oxygène et de 79 d'azote.

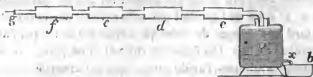
Quelles que soient les localités dans lesquelles on opère, les proportions d'oxygène et d'azote sont toujours sensiblement les mêmes. L'eau et l'acide carbonique s'y trouvent en proportions variables. En général, plus la température est élevée, plus l'air est chargé d'eau.

*Acide carbonique.* La quantité d'acide carbonique dans l'air est, terme moyen, de 4 vol. sur 1000 vol. d'air. Le maximum est 5,74 et le minimum 3,15. Il y a plus d'acide carbonique dans l'air en hiver qu'en été. Il y en a plus la nuit que le jour. Il en existe moins au-dessus de la surface de la mer qu'au-dessus de la surface de la terre.

*Dosage de l'acide carbonique.* On prend un grand ballon de verre d'une capacité connue ; on y fait le vide. Après s'être transporté dans la localité dont on veut analyser l'air, on ouvre le robinet. Aussitôt le ballon se remplit d'air. Ensuite on y introduit, à l'aide d'un petit entonnoir, de l'eau de baryte qu'il faut préalablement saturer d'un peu de carbonate de baryte ; car l'eau de baryte dissout un peu de carbonate de baryte ; et si on ne l'ajoutait pas auparavant, elle le prendrait plus tard aux dépens de celui qui aurait été formé par l'acide carbonique de l'air. On ferme le robinet et on agite. Au bout de quelques minutes, l'acide carbonique est absorbé. Il faut se hâter de terminer l'opération, car la baryte ( $BaO$ ), restée pendant quelque temps au contact de l'air, pourrait, en absorbant de l'oxygène, se transformer partiellement en peroxyde de baryum ( $BaO^2$ ) qui, étant insoluble, s'ajouterait au précipité de carbonate de baryte ; et l'on doserait ainsi l'acide carbonique trop haut. Comme il faut opérer sur une grande quantité d'air, à cause de la petite quantité d'acide carbonique qui s'y trouve, on recommence la même opération jusqu'à 10 fois. On opère ainsi (en supposant que le ballon soit de 10 litres) sur 100 litres d'air. L'opération étant terminée, on jette le précipité de carbonate de baryte, avec l'excès d'eau de baryte qui n'a pas servi, sur un filtre ; mais un peu de carbonate de baryte reste adhérent aux parois du ballon. Pour l'enlever on y introduit de l'acide chlorhydrique qui, en s'emparant du carbonate de baryte, forme une quantité équivalente de chlorure de baryum soluble. On précipite ensuite celui-ci au moyen du carbonate de soude qu'on peut employer en excès sans inconvénient. On ramasse enfin soigneu-

sement le précipité de carbonate de baryte, qui reste sur le filtre, et on le pèse. Or, comme on sait que 100 parties de carbonate de baryte se composent de 22,41 (en poids) d'acide carbonique et de 77,59 de baryte, il est facile de trouver la quantité en poids de l'acide carbonique qui existe dans le carbonate de baryte qu'on a obtenu, en opérant sur 100 litres d'air. On peut ensuite réduire le poids en volume.

*Appareil de Brunner.* Cet appareil, à la fois simple et ingénieux, sert à doser en une seule fois, l'oxygène, l'azote, l'eau et l'acide carbonique; en un mot, il donne une analyse complète de l'air.



*a* représente un flacon rempli d'eau; *b* un vase dans lequel tombe l'eau à mesure qu'elle s'écoule du vase *a*; *c* un tube contenant du chlorure de calcium; *d* un tube contenant du phosphore; *e* un tube contenant de la potasse caustique (ce dernier tube pourrait, avec plus d'avantage, être remplacé par le petit appareil à boules de Liebig). Le tube *f* contient de l'amiante mouillé avec de l'acide sulfurique. Dès qu'on brise l'extrémité *g*, fermée à la lampe, l'opération commence aussitôt et marche toute seule. L'air entre par *g* et traverse successivement tous les tubes de l'appareil. Dans le tube *f*, il dépose son eau; dans le tube *e*, son acide carbonique, et dans le tube *d*, son oxygène. La différence du poids de l'amiante, de la potasse et du phosphore, indique les quantités d'eau d'acide carbonique et d'oxygène absorbées. Le chlorure de calcium du tube *c* absorbe l'humidité qui pourrait provenir du flacon *a* et altérer ainsi les résultats de l'analyse. Enfin le gaz qui arrive dans le flacon *a* est de l'azote pur. Celui-ci

déplace exactement son volume d'eau qui tombe par le robinet *x* dans le vase *b*.

Ainsi, en une seule fois, et sans autre peine que celle de disposer l'appareil, on peut faire une bonne analyse de tous les éléments constitutifs de l'air.

Il est à remarquer que l'air est constitué par des gaz, (l'oxygène et l'azote) qui se distinguent l'un de l'autre par des propriétés tout à fait négatives.

L'oxygène étant sans cesse absorbé par les corps des trois règnes réunis, on se demande quelle est la source qui fournit à une perte aussi considérable que celle que l'oxygène de l'air éprouve à chaque instant dans la nature ! La végétation ne suffit pas pour réparer ces pertes qui, cependant, ne font pas diminuer la proportion d'oxygène existant dans l'air.

A 6000 mètres au-dessus de la surface de la terre, comme sur la surface de la terre elle-même, la proportion de l'oxygène dans l'air, reste à peu près la même. MM. Gay-Lussac et Al. de Humboldt, ont analysé de l'air pris dans une localité où se trouvait un très-grand nombre de personnes réunies (Théâtre Français), et ils n'ont pas trouvé de diminution notable de l'oxygène.

Quant au rôle que joue l'acide carbonique dans l'air, Voy. Acide carbonique (*Propriétés chimiques*). L'analyse n'a point jusqu'ici constaté d'hydrogène libre dans l'air.

Les gaz qui peuvent se mêler accidentellement à l'air, sont : l'ammoniaque, l'hydrogène sulfuré, l'hydrogène protocarboné, l'hydrogène bicarboné et l'hydrogène phosphoré. Ces gaz sont, en général, produits par la décomposition de substances organiques.

*L'air est-il un mélange ou une combinaison ?*

Quelques chimistes anglais sont d'opinion que l'air est une combinaison, en se fondant particulièrement sur les rapports de l'oxygène et de l'azote qu'ils regardent comme simples



(1:4). Mais, voici les principales raisons qui autorisent à croire que l'air est un mélange et non une combinaison.

1° L'analyse démontre rigoureusement 79 d'azote et 21 d'oxygène;

Donc le rapport n'est pas simple.

2° 79 vol. d'azote unis à 21 vol. d'oxygène, n'amènent aucun changement de température, et ne donnent lieu à aucune condensation de volume.

3° Les phénomènes de réfraction de la lumière se comportent comme si l'air était un mélange (Dulong).

4° L'oxygène de l'air se dissout dans l'eau comme si l'azote n'existait pas; et l'azote, à son tour, s'y dissout comme s'il existait tout seul dans l'air. Or, l'oxygène, étant plus soluble dans l'eau que l'azote, doit s'y dissoudre en plus grande quantité que l'azote. C'est ce qui a lieu en effet. Cette raison est, pour ainsi dire, péremptoire et rejette toute idée de combinaison.

### *Composés d'azote avec l'oxygène.*

Il existe quatre combinaisons bien déterminées d'azote et d'oxygène : 1° le *protoxyde d'azote* ; 2° le *bioxyde d'azote* ; 3° l'*acide azoteux* ; 4° l'*acide azotique*.

L'*acide hypoazotique*, qu'on décrit, dans les anciens traités de chimie, comme une combinaison particulière de l'azote avec l'oxygène, n'est qu'une combinaison intermédiaire de 1 équivalent d'acide azotique avec 1 équivalent d'acide azoteux (Voy. plus loin).

### *Protoxyde d'azote.*

SYNONYMES. *Gaz hilarant*, *Stickstoffoxyd* (allemand).

*Propriétés physiques.* Le protoxyde d'azote est un gaz incolore et inodore. Sa densité est 1,30; à la température de 7° et sous une pression de 50 atmosphères, il devient liquide et réfracte la lumière moins que l'eau. 100 volumes

d'eau dissolvent 90 volumes de ce gaz, à la température de 10°. Cette dissolution a un goût douceâtre.

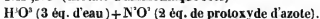
*Propriétés chimiques.* Le protoxyde d'azote est un gaz indifférent. Il est peu stable; ses éléments cèdent facilement à l'affinité d'autres corps. Il rallume les corps en ignition comme l'oxygène avec lequel on pourrait le confondre sous ce rapport. Le fer, le phosphore, le charbon y brûlent à peu près comme dans l'oxygène. Il entretient même la combustion du soufre qui ne brûle pas dans le deutoxyde d'azote. Il se décompose dans un tube chauffé au rouge, en donnant naissance à de l'azote, à de l'acide hypoazotique. Mêlé avec de l'hydrogène, il forme un mélange explosif qui détone par l'approche d'un corps allumé; avec de l'hydrogène phosphoré, l'explosion a lieu spontanément à l'air.

Le protoxyde d'azote peut être respiré impunément pendant quelque temps seulement; il asphyxie comme l'hydrogène et l'azote, par privation d'oxygène. Suivant quelques chimistes anglais, ce gaz produirait, en le respirant, une sensation délicieuse, accompagnée d'un rire insolite; de là son nom de *gaz hilarant*. Cette expérience ne s'est pas confirmée sur d'autres chimistes, qui l'ont répétée depuis.

*Caractères distinctifs.* Le protoxyde d'azote allume, comme l'oxygène, les corps en ignition. Comme celui-ci, il forme un mélange explosif avec l'hydrogène, mais il se distingue de l'oxygène, en ce qu'il n'est pas respirable; et en ce que, brûlé avec de l'hydrogène (1 vol. de ce gaz + 2 vol. d'hydrogène), il donne un résidu gazeux qui n'est absorbé ni par la potasse, ni par le potassium et qui est de l'azote pur.

*Préparation.* On peut obtenir le protoxyde d'azote en faisant séjourner du bioxyde d'azote sur de la limaille de fer humectée. Dans cette expérience (qui peut servir de moyen d'analyse), le bioxyde d'azote diminue de la moitié de son volume, et se convertit en protoxyde d'azote, en cédant une moitié de son oxygène au fer qui s'oxyde. On l'obtient également, mais impur, en faisant agir de l'acide azotique étendu,

sur du zinc. Le meilleur procédé pour préparer le protoxyde d'azote, consiste à chauffer dans une cornue, de l'azotate d'ammoniaque. Si ce dernier sel est pur, il disparaît sans résidu, et se transforme complètement en eau et en protoxyde d'azote. Voici cette réaction exprimée en formules :



*Composition.* En faisant l'analyse au moyen du potassium, on trouve, que 100 volumes de protoxyde d'azote donnent un résidu de 100 volumes d'azote, c'est-à-dire, que le volume ne change pas après l'opération. Le potassium s'est transformé en potasse par l'absorption complète de l'oxygène. En retranchant de la densité du protoxyde d'azote, trouvée par l'expérience directe, la densité de l'azote, on a la différence qui indique la quantité d'oxygène combinée avec l'azote pour former du protoxyde d'azote.

1,530 (poids de 1 vol. de protoxyde d'azote)

0,976 (poids de 1 vol. d'azote)

0,554 ce nombre représente sensiblement le poids de  
 $\frac{1}{2}$  vol. d'oxygène =  $\frac{1,1076}{2}$ .

De là  $\text{N}^1\text{O}^1$  1 vol. de protoxyde d'azote ;

$\text{N}^2\text{O}$  ou  $\text{NO}$ , = 2 vol., analogue à  $\text{H}^2\text{O}$  ou  $\text{HO}$  = 2 vol.  
de vapeur d'eau.

*Historique.* Le protoxyde d'azote a été découvert en 1772, par Priestley qui l'obtint pour la première fois, en traitant le zinc par de l'acide nitrique faible.

### *Bioxyde d'azote.*

SYNONYMES. *Deutoxyde d'azote*, *Stickstoffoxyd* (allemand).

*Propriétés physiques.* Le bioxyde d'azote est un gaz incolore comme le protoxyde d'azote. Il est impossible d'en apprécier l'odeur, parce qu'il se convertit immédiatement, au contact de l'air, en un autre composé (acide hypoazotique).

Sa densité est 1,0338. Il est beaucoup moins soluble dans l'eau que le protoxyde d'azote: 100 volumes d'eau n'en dissolvent que 5 volumes.

*Propriétés chimiques.* Le bioxyde d'azote est un composé indifférent comme le protoxyde d'azote. En évitant soigneusement tout contact de l'air, on constate qu'il ne rougit pas la teinture de tournesol; mais à peine a-t-il le contact de l'air, qu'il passe, en absorbant la moitié de son volume d'oxygène, à l'état d'acide hypoazotique coloré en jaune orangé, lequel rougit la teinture de tournesol. A cause de cette faculté absorbante, on s'est servi quelquefois du bioxyde d'azote dans l'analyse de l'air; mais ce moyen est peu exact; car, dans certaines circonstances, le bioxyde d'azote peut absorber une bien plus grande quantité d'oxygène, en formant un mélange d'acide azotique et d'acide hypoazotique. Le phosphore brûle dans le bioxyde d'azote avec un vif éclat, comme dans le protoxyde d'azote. Le soufre n'y brûle pas. Le bioxyde d'azote ne forme pas de mélange explosif avec l'hydrogène. Le mélange de bioxyde d'azote et d'hydrogène brûle avec une flamme d'un vert pâle, qu'on pourrait confondre avec la flamme du chlore. Lorsqu'on fait arriver du bioxyde d'azote dans de l'acide azotique à différents degrés de concentration, on obtient des colorations vertes, bleues, jaunes, et les différentes nuances de ces colorations; en même temps le bioxyde d'azote est absorbé par l'acide nitrique. Une dissolution de sulfate de fer absorbe une très-grande quantité de bioxyde d'azote; et la dissolution, qui perd sa transparence, devient d'un brun très-foncé. Cette liqueur foncée, exposée à l'air, absorbe beaucoup d'oxygène, et se colore en jaune d'ocre. La dissolution de sulfate de cuivre, dans laquelle on fait arriver un courant de bioxyde d'azote, se colore en beau vert plus ou moins foncé. Cette dissolution, abandonnée à l'air, laisse un dépôt noir. Le bioxyde d'azote étant chauffé dans un tube de porcelaine contenant du fer, se décompose en protoxyde d'azote et en oxygène qui se porte sur le fer pour l'oxyder.

*Préparation.* En traitant des fragments de cuivre par de l'acide azotique étendu d'eau, on obtient le bioxyde d'azote, qui se dégage avec effervescence. Les premières portions qui se dégagent sont colorées en jaune (acide hypoazotique); on ne les recueille point. Il faut recevoir le gaz sur le mercure ou sur de l'eau bouillie (privée d'air). En faisant la même expérience avec le fer ou le zinc, l'action est extrêmement vive, et le bioxyde d'azote est toujours mêlé d'un peu de protoxyde d'azote. Dans tous les cas, l'acide azotique se décompose, oxyde le métal à ses dépens, et se réduit en un composé d'azote et d'oxygène, contenant moins d'oxygène que l'acide azotique. On a pour résidu un azotate du métal qu'on a employé.

*Composition.* Analyse au moyen du potassium :

100 volumes de bioxyde d'azote donnent un résidu de 50 volumes (azote); 50 volumes ont été absorbés par le potassium, et ces 50 volumes sont de l'oxygène. Donc 1 volume de bioxyde d'azote se compose de  $\frac{1}{2}$  volume d'azote et de  $\frac{1}{2}$  volume d'oxygène.

*Formule.*  $\text{NO}^2 = 4$  volumes de protoxyde d'azote.

0,4880 (poids de  $\frac{1}{2}$  volume d'azote).

0,5513 (poids de  $\frac{1}{2}$  volume d'oxygène).

On a : 1,0393 (poids de 1 vol. ou densité du bioxyde d'azote).

Ce nombre, fourni par le calcul, ne s'éloigne guère de celui que donne l'expérience directe (1,0338).

### *Acide azoteux.*

SYNONYME. *Acide hypoazoteux* (de quelques auteurs (1)).

*Propriétés physiques.* L'acide azoteux est un liquide incolore à  $-20^\circ$ , et coloré en jaune foncé à la température ordinaire. Sa densité est 1,45. Il répand, à l'air, des vapeurs

---

(1) Cet acide a été regardé jusqu'ici comme non isolé.

rutilantes qui, une fois mêlées à l'air, ne se condensent que très-difficilement. L'eau lui fait subir différents phénomènes de coloration : une petite quantité d'eau le colore en vert ; une quantité d'eau plus grande en bleu, jusqu'à ce que l'acide devienne incolore dans son plus grand état d'affaiblissement. L'acide azotique fumant du commerce présente les mêmes phénomènes au contact de l'eau.

*Propriétés chimiques.* L'acide azoteux se décompose au contact de l'eau : il se dégage du bioxyde d'azote, et l'eau qui reste tient en dissolution un mélange d'acide azotique et d'acide azoteux. Il éprouve une décomposition analogue au contact des alcalis. L'acide azoteux cède plus facilement son oxygène aux corps oxydables que l'acide nitrique.

*État.* L'acide azoteux existe dans l'eau forte (acide nitrique) fumante, obtenue par la distillation du salpêtre avec une quantité d'acide sulfurique équivalente à la potasse du salpêtre employé.

*Préparation.* On obtient l'acide azoteux pur, en condensant du gaz bioxyde d'azote avec le quart de son volume d'oxygène à  $-20^{\circ}$  et à l'abri du contact de l'air. On l'obtient également pur et anhydre par la distillation de l'azotate de plomb desséché. Dans cette opération, il faut avoir soin d'entourer le récipient d'un mélange réfrigérant.

*Composition.* L'acide azoteux se compose, en centièmes, de

37,11 d'oxygène,

62,89 d'azote,

ou de 2 vol. d'azote et de 3 vol. d'oxygène =  $\text{NO}^2$  ou  $\text{Az}^1 \text{O}^3$ .

*Remarque.* Les vapeurs rutilantes qui prennent naissance pendant la décomposition de l'acide azotique, ont été regardées, par quelques chimistes, comme appartenant à un acide particulier, appelé acide *hypoazotique* par les uns et *acide azoteux* par les autres. Cet acide, auquel on a donné la composition de  $\text{N O}^4$  (2 vol. d'azote combinés avec 4 volumes d'oxygène), ne se combine avec les bases ni directement

ni indirectement, et il faudra le regarder comme une combinaison de 1 équiv. d'acide azoteux avec 1 équiv. d'acide azotique. En effet :

$\text{N O}^{\text{a}} = 1 \text{ équiv. d'acide azotique,}$

$\text{N O}^{\text{s}} = 1 \text{ équiv. d'acide azoteux.}$

---

$\text{N}^{\text{s}} \text{ O}^{\text{a}} = 2 \text{ N O}^{\text{a}}.$

Le prétendu acide hypoazotique est donc un de ces *acides conjugués* dont la chimie organique offre de nombreux exemples.

### *Azotites (hypoazotites).*

Ce genre de sel offre peu d'intérêt. Les azotites ont de l'analogie avec les azotates. Comme ceux-ci, ils sont décomposés par le feu et par l'action des acides forts, avec dégagement de vapeurs rutilantes, mélange d'acide azoteux et d'acide azoïque. L'azotite de plomb est coloré en jaune.

Les azotites sont solubles dans l'eau,

*Composition.* Dans les azotites,  $(\text{MO}, \text{NO}^{\text{s}})$  l'oxygène de l'acide est à celui de l'oxyde comme 3 : 1.

*Préparation.* On obtient les azotites par la calcination incomplète des azotates.

### *Acide azotique.*

SYNONYMES. *Acide nitrique, eau forte, Salpeter-säure* (allemand).

*Propriétés physiques.* L'acide azotique est liquide, incolore, inodore, d'une saveur brûlante et fortement acide. Sa densité est 1,53. Il se congèle à  $-40^{\circ}$ . Il bout à  $86^{\circ}$ . Étant bien concentré il fume à l'air. La lumière le décompose, en donnant naissance à de l'acide hypoazotique coloré en jaune, et à de l'oxygène. Il peut être mêlé d'eau en toutes sortes de proportions. Affaibli il ne fume plus, et ne se décompose plus sous l'influence de la lumière ; de plus, il bout à une température plus élevée, et on ne peut plus le décomposer que

dans un tube de porcelaine chauffé au rouge. La dissolution aqueuse qui ne contient que quelques traces d'acide, bout à 100° comme l'eau. Entre l'acide le plus étendu et l'acide le plus concentré (qui bout à 86°), il y a un acide intermédiaire qui ne bout qu'à 120°. Ce fait remarquable prouve que l'eau joue ici comme partout un rôle important. Le poids spécifique de l'acide diminue en proportion de l'eau qu'il contient.

*Propriétés chimiques.* L'acide azotique rougit, comme tout acide fort, la teinture de tournesol en couleur pelure d'oignon. Dans son plus grand état de concentration, il contient au moins un équivalent d'eau. En le combinant avec une base on peut en éliminer toute l'eau, dont on évalue exactement la quantité en pesant l'azotate avant et après sa calcination. La différence du poids, après la calcination, indique la quantité d'eau contenue dans l'acide azotique. C'est un acide peu stable; il se décompose facilement, en cédant son oxygène à d'autres corps. Aussi ses éléments (oxygène et azote) ne se combinent-ils pas par voie directe; il faut au moins un éq. d'eau pour les maintenir en état de combinaison. Sous ce rapport, les acides chlorique, bromique, iodique, ressemblent à l'acide azotique. En général, tous les composés obtenus par voie indirecte contiennent au moins un équivalent d'eau dans leur plus grand état de concentration. L'acide azotique est aussi utile pour oxyder les corps que le charbon pour les désoxyder (réduire). L'azote, le protoxyde ou le bioxyde d'azote résultant de la décomposition de l'acide azotique, ne se combinent pas avec les corps qu'on veut oxyder; c'est ce qui donne à l'acide azotique, comme corps oxygénant, un grand avantage sur les acides chlorique, iodique et bromique.

L'acide azotique, mis en contact avec des corps auxquels il cède son oxygène, soit à froid, soit à chaud, peut donner naissance au moins à quatre produits différents, suivant que l'affinité de ces corps pour l'oxygène est plus ou moins grande.

1° Le potassium, le sodium, le fer à la température rouge, mis en contact avec l'acide azotique, donnent de l'azote.



2° Le cuivre , le plomb et le zinc , donnent du bioxyde d'azote , mêlé d'un peu de protoxyde d'azote.

3° Le fer à froid et l'azotate d'ammoniaque à chaud donnent du protoxyde d'azote.

4° Le mercure , le soufre , le phosphore et beaucoup d'autres corps , donnent de l'acide hypoazotique mêlé de bioxyde d'azote ; une partie d'acide azotique se décompose , oxyde le métal employé , lequel se dissout dans la partie d'acide azotique non décomposée pour former un azotate. Le plomb , le cuivre , le zinc , le fer , sont dans ce cas ; pour ces deux derniers métaux , l'action est si vive , même à froid , que non-seulement l'acide azotique , mais une partie de l'eau de l'acide se décompose pour former de l'ammoniaque. L'acide azotique le plus concentré possible n'attaque ni le fer ni le zinc. On peut préserver ces métaux de l'oxydation , en les conservant dans de l'acide azotique bien concentré ; mais , dès qu'on y ajoute un peu d'eau , la réaction a lieu instantanément avec beaucoup de violence. L'acide azotique forme des azotates avec les oxy-bases.

Il détruit les étoffes de nature organique. Il perce le drap avec une grande facilité , et cautérise la peau.

*Caractères distinctifs.* L'acide azotique tache la peau en jaune. Cette tache , qui est sans odeur , persiste jusqu'après la destruction de l'épiderme. La tache d'iode avec laquelle on pourrait la confondre ; ne persiste pas ; elle disparaît d'elle-même au bout de peu d'instants en répandant l'odeur de l'iode (1). Mis en contact avec de la planure de cuivre , il se décompose à froid , en répandant ( à l'air ) des vapeurs rutilantes que l'odeur et leur densité ne permettent pas de confondre avec les vapeurs de brome , qui ont le même aspect. L'acide azotique , mêlé d'un peu d'acide sulfurique , enflamme à froid l'huile essentielle de térébenthine. Quant à son action

---

(1) On pourrait confondre cette tache jaune avec celle que produit le perchlorure de platine sur la peau ; mais la tache de platine ne détruit pas l'épiderme et s'enlève par l'eau.

sur le bioxyde d'azote (voy. *Bioxyde d'azote*), mêlé avec de l'acide chlorhydrique, il produit l'eau régale qui dissout l'or (*rex metallorum*). L'eau régale a été appelée à tort acide hydrochloro-nitrique, car ce n'est pas un acide particulier, mais un mélange d'acide hypoazotique, d'acide azotique, d'un peu d'acide chlorhydrique, d'eau et de chlore. C'est surtout le chlore qui prédomine, et c'est à lui que l'eau régale doit sa propriété dissolvante. Ce chlore provient de la décomposition partielle de l'acide azotique dont une partie de l'oxygène forme, avec l'hydrogène de l'eau, de l'acide chlorhydrique, en mettant le chlore en liberté. L'acide azotique est, en se décomposant, réduit à l'état d'acide hypoazotique coloré en jaune (1).

*Préparation.* Comme les éléments de l'acide azotique existent dans l'air, Priestley eut le premier l'idée de faire de l'acide azotique, en foudroyant de l'air par une série d'étincelles électriques. Mais, l'expérience ne répondit pas d'abord à son idée. Enfin, après avoir ajouté un peu de potasse à l'air emprisonné dans un siphon de verre placé sur le mercure, le célèbre physicien anglais obtint de l'acide azotique combiné avec la potasse (nitre). Ce fait est susceptible de nombreuses applications en chimie. On peut même l'ériger en loi en établissant que *les corps qui ne se combinent pas directement (comme l'oxygène et l'azote), se combinent entre eux, dès qu'on les met en présence d'un autre corps pour lequel le composé qui pourrait prendre naissance, a beaucoup d'affinité.*

En foudroyant par une série d'étincelles électriques, un mélange d'oxygène et d'azote, placé sur l'eau, on produit un peu d'acide azotique qui se dissout immédiatement dans l'eau; mais la combinaison n'est pas aussi complète qu'avec la potasse, parce que celle-ci a une bien plus grande affinité que l'eau pour l'acide qui se produit.

Aucun de ces moyens n'est employé pour préparer l'acide

---

(1) Formule de cette réaction:  $\text{NO}_5 + \text{ClH} = \text{NO}^3 + \text{Cl} + \text{HO}$ .

azotique pour les usages ordinaires. Pour le préparer en grand, on distille ensemble de l'acide sulfurique et de l'azotate de potasse ou de l'azotate de soude (salpêtre du Chili). L'acide sulfurique prend la place de l'acide azotique qu'on recueille. Si l'on n'emploie que la quantité d'acide sulfurique exactement nécessaire pour former avec la potasse de l'azotate, du sulfate neutre de potasse, on n'obtient pas tout l'acide azotique qu'on devrait obtenir. C'est ce qui fait que l'on est obligé d'employer un peu plus d'acide sulfurique qu'il ne faut, afin d'obtenir du sulfate acide de potasse pour résidu. Pendant cette action, la cornue se remplit d'une vapeur rouge (acide hypoazotique), que l'eau dissout pour former de l'acide azotique, qui s'ajoute à celui qui se dégage tout formé.

Dans les arts, on prépare l'acide azotique en chauffant un mélange de sulfate de fer (vitriol vert) et de salpêtre. Par voie de double échange, il se produit d'abord du sulfate de potasse et de l'azotate de fer. Celui-ci se décompose ensuite par le contact de la chaleur, et donne l'acide azotique mêlé de vapeur d'acide hypoazotique qu'on recueille dans l'eau.

Le meilleur procédé consiste à traiter 100 parties de salpêtre avec 97 d'acide sulfurique. Le mélange, dans les proportions indiquées, n'exige pas plus de 125° de température, pour donner, à la distillation, 62,29 parties d'acide azotique. Il reste dans la cornue du sulfate acide de potasse. L'acide ainsi obtenu, quoique très-concentré, contient environ 14 p. cent d'eau.

Comme l'acide azotique contient presque toujours un peu d'acide chlorhydrique provenant du sel marin, contenu ordinairement dans le salpêtre, il faut le distiller sur du nitrate d'argent. afin de l'avoir pur.

*État.* L'acide azotique n'existe pas dans la nature à l'état de liberté. Celui qui peut prendre naissance dans les temps d'orage sous l'influence de la foudre, se trouve toujours combiné avec une base, telle que la chaux ou l'ammoniaque (Liebig). L'azotate de potasse et de soude (salpêtre) sont les principales sources de l'acide azotique.

*Composition.* En décomposant l'acide azotique, au moyen du potassium, on trouve que 100 parties de cet acide se composent de

26,15 d'oxygène,  
73,85 d'azote.

Sa capacité de saturation est 14,77. Sa formule réelle est  $\text{NO}^3$  ou  $\text{Az}^3 \text{O}^4$ ; celle de l'acide le plus concentré =  $\text{NO}^3 \text{HO}$ .

*Usages.* L'acide azotique est employé comme dissolvant, dans l'analyse des métaux. C'est un des poisons les plus corrosifs. Uni à l'alcool, il constitue le nitre dulcifié.

### *Azotates (nitrates).*

Ce genre de sels est très-bien caractérisé par les propriétés de l'acide azotique. En effet,

1° Lorsqu'on traite un azotate par l'acide sulfurique affaibli et des planures de cuivre, on obtient, si l'on opère à l'air, des vapeurs nitreuses jaunes orangées; le cuivre se dissout en se changeant en azotate. Si l'acide sulfurique est très-concentré, il ne se manifeste point de décomposition.

2° Lorsqu'on traite un azotate par l'acide sulfurique et de l'indigo, celui-ci est décoloré par l'action de l'acide azotique mis en liberté. Ce caractère suffit pour faire reconnaître des traces d'azotate, pour ainsi dire impondérables.

3° En traitant un azotate par l'acide chlorhydrique, il se produit du chlore mêlé de vapeurs nitreuses. Dans cette action, l'hydrogène de l'acide chlorhydrique a formé de l'eau avec une partie de l'oxygène de l'acide azotique; ce qui a donné naissance à du chlore et à un acide d'azote moins oxygéné que l'acide azotique.

*Action de la chaleur.* Tous les azotates sont décomposables par la chaleur seule. Les produits qui se dégagent varient suivant les différentes espèces caractérisées par les bases. 1° Quand la base a peu d'affinité pour l'acide, il se dégage d'abord des vapeurs blanches d'acide azotique, puis

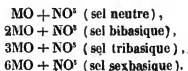
des vapeurs nitreuses colorées, provenant de la décomposition de l'acide nitrique lui-même. L'azotate d'alumine est dans ce cas. 2° Lorsque l'affinité de la base pour l'acide est plus forte, il se dégage, non pas de l'acide azotique, mais du bioxyde d'azote, de l'acide hypoazotique et de l'oxygène. Les azotates de chaux et de strontiane peuvent servir d'exemples. 3° Lorsque l'affinité de la base pour l'acide est très-forte, il ne se dégage que de l'azote et de l'oxygène. Les azotates de potasse et de soude sont dans ce cas. Ces derniers ne se décomposent, en outre, qu'à une température très-élevée; tandis que les autres azotates se décomposent à une température assez basse. L'azotate d'ammoniaque seul ne donne que du protoxyde d'azote pur.

La chaleur, aidée de l'action des corps combustibles, décompose rapidement tous les azotates. Le phosphore, le soufre, etc., s'acidifient, et à la place d'un azotate on a un phosphate, un sulfate, etc.

Les azotates déflagrent sur les charbons incandescents, en activant la combustion. Ce caractère n'est pas très-bon, car, les chlorates, les iodates et les bromates déflagrent également.

*Solubilité.* Tous les azotates sont solubles dans l'eau, à l'exception de quelques azotates basiques qui sont peu solubles.

*Composition.* Il y a des azotates neutres, bibasiques, tribasiques et sexbasiques. Dans les azotates neutres, l'oxygène de la base est le cinquième de l'oxygène de l'acide. Dans les sels bibasiques, l'oxygène de la base est le double de l'oxygène de la base dans le sel neutre; dans le sel tribasique, l'oxygène est le triple; dans le sel sexbasique, il est sextuple, la quantité de l'acide restant toujours la même que dans le sel neutre.



*Préparation.* Les azotates alcalins se trouvent tout formés dans la nature. On peut les préparer, soit par voie de double décomposition, soit en traitant directement une base ou un métal par l'acide azotique, à chaud ou à froid, suivant l'affinité de la base pour l'acide.

### HYDROGÈNE.

**ÉTYMOLOGIE.** *Hydrogène*, de *ὕδωρ*, eau et *γεννέω* (en composition *γενέω*), je nais, je deviens.

**SYNONYMES.** *Hydrogenium* (lat.) air inflammable, gaz inflammable, *Wasserstoff* (allemand).

*Propriétés physiques.* L'hydrogène est un gaz incolore, insipide et inodore (1). Une pression de 100 atmosphères et un abaissement de température de  $-100^{\circ}$  ne le font pas changer d'état. L'hydrogène est le plus léger de tous les gaz connus. Sa densité est 0,0688; il pèse environ 14,533 moins que l'air. Son pouvoir réfringent est 0,470, celui de l'air étant 1. L'hydrogène est de tous les corps simples non métalliques le plus électro-positif. Il est très-peu soluble dans l'eau. 100 litres d'eau ne dissolvent que  $1 \frac{1}{2}$  litre d'hydrogène; ou (en poids) 1 kilogramme d'eau dissout 0<sup>kilog.</sup>, 000 001 d'hydrogène.

*Propriétés chimiques.* L'hydrogène se combine directement avec le chlore, le brome, l'iode et le fluor. Il en résulte des acides de composition analogue. Un mélange de gaz chlore et d'hydrogène, à volumes égaux (dans un ballon de verre), peut être conservé indéfiniment dans l'obscurité, sans que ces deux gaz, qui pourtant ont une grande affinité l'un pour l'autre, se combinent entre eux. Mais, dès qu'on y fait arriver un rayon de soleil, la combinaison s'opère brusquement avec explosion, sans que le volume du mélange soit changé. A la lumière dif-

---

(1) L'odeur alliée, que répand l'hydrogène quand on le prépare avec du fer ou du zinc, est étrangère à ce gaz, et on l'en débarrasse en le faisant passer à travers de l'alcool ou une dissolution de potasse. Cette odeur tient très-probablement à la présence d'un peu d'arsenic qui se trouve presque constamment dans le zinc et le fer du commerce.

fuse du soleil, la combinaison s'effectue également, mais lentement et sans explosion. L'hydrogène se combine avec l'oxygène, à l'aide de l'électricité; il y a détournement et formation d'eau. Pour que la combinaison des deux gaz, qui forment le mélange explosif, soit complète, il ne faut pas dépasser certaines proportions (Gay-Lussac et Humboldt). Quand on dépasse la proportion de 1:9, l'étincelle électrique n'a plus d'action sur le mélange explosif. Les boules de platine de M. Doebereiner (faites avec une partie de noir de platine et 4 parties d'argile), portées à l'extrémité d'un fil de platine ou de fer, dans un mélange explosif, produisent une combinaison complète, quelles que soient les proportions des deux gaz. Cette combinaison s'opère graduellement et sans explosion (1). Les boules de platine pourront remplacer avec avantage l'emploi de l'électrophore et de l'étincelle électrique. Le platine en éponge, sur lequel on fait arriver un courant d'hydrogène, devient incandescent au bout de quelques instants. Il y a formation d'eau aux dépens de l'oxygène de l'air. C'est de ce fait que M. Doebereiner a déduit l'heureux emploi des boules de platine dont nous venons de parler. Le rhodium, l'iridium, le palladium et probablement d'autres métaux encore, ont, à cet égard, la même propriété que le platine. Quand on fait passer un mélange explosif (1 vol. d'oxygène + 2 vol. d'hydrogène), par un tube étroit et qu'on l'allume, la température de la flamme qui se produit est si élevée, qu'elle fait fondre en quelques instants les substances les plus réfractaires et qu'on avait jusqu'ici regardées comme infusibles ou apyres, comme la pierre à fusil (silice) et le platine. De là, la découverte et l'emploi du chalumeau. Pour prévenir les dangers d'une explosion qui pourrait être causée par la rétrocession de la flamme, on a disposé, dans l'intérieur du tube que traverse le mélange gazeux, une grande quantité

(1) Un mélange de bioxyde d'azote et d'hydrogène se convertit, sous l'influence du platine divisé, en ammoniaque et en eau (Doebereiner). Formule de cette réaction :  $\text{NO}^2 + 5\text{H} = \text{NH}^3 + 2\text{HO}$ .

(100 à 150) de toiles métalliques très-fines qui s'opposent à la pénétration de la flamme dans l'intérieur du réservoir.

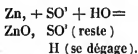
*Caractères distinctifs.* La grande légèreté, le mélange explosif que l'hydrogène produit avec l'oxygène et avec le chlore, et la propriété qu'il a de brûler à l'air avec une flamme très-pâle en donnant naissance à de l'eau, tous ces caractères suffisent pour distinguer l'hydrogène des autres corps. Quand on enveloppe la flamme pâle de l'hydrogène, produite à l'extrémité d'un tube effilé (*lampe des philosophes*), avec un large tuyau de verre, on entend une série de sons ayant beaucoup d'analogie avec les sons d'un orgue (*harmonica chimique*). Il est facile de produire successivement l'octave, la tierce majeure et la quinte, enfin les sons de l'accord parfait en élevant ou en abaissant lentement le tuyau.

*État.* L'hydrogène ne se trouve pas dans la nature à l'état de liberté. Les anciens chimistes croyaient que ce gaz existait dans les hautes régions de l'atmosphère et que sa combinaison avec l'oxygène de l'air produisait les phénomènes de l'orage. M. Gay-Lussac, dans son voyage aérostatique, dans lequel il s'est élevé à 6,000 mètres au-dessus de la surface de la terre, n'a pas trouvé de trace de ce gaz dans les hautes régions de l'atmosphère. L'hydrogène est très-réparti à l'état de combinaison. Il existe ainsi dans l'eau, dans l'ammoniaque, dans les hydracides (acide chlorhydrique, acide bromhydrique, acide iodhydrique, etc.) et dans presque toutes les substances animales et végétales.

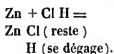
*Préparation.* On prépare l'hydrogène *par voie humide*, en faisant agir un acide fort sur un mélange de métal et d'eau. Le fer ou le zinc, une partie d'acide sulfurique concentré, auquel on ajoute 4 à 5 fois son volume d'eau, remplissent ce but. A peine ces trois substances sont-elles en contact l'une avec l'autre, que la température s'élève et que l'hydrogène se dégage avec effervescence. *Explication.* Dans cette action, l'eau (HO) est décomposée. L'oxygène de celle-ci se porte sur le zinc (Zn) pour former de l'oxyde de zinc (ZnO) et celui-ci se combine avec



l'acide sulfurique ( $\text{SO}^3$ ) pour former du sulfate de zinc (vitriol blanc), qui reste dissous dans une partie d'eau non décomposée où il cristallise par refroidissement. L'hydrogène de l'eau ainsi décomposée, ne rencontrant aucun corps avec lequel il puisse se combiner, s'échappe par un tube recourbé adapté à un flacon, pour se rendre dans une éprouvette remplie d'eau. Voici cette réaction exprimée en formules :



Si, à la place de l'acide sulfurique, on se sert d'un hydracide, tel que l'acide chlorhydrique, on obtient également un dégagement d'hydrogène. Mais celui-ci provient alors non pas de l'eau, mais de l'acide décomposé :



On prépare l'hydrogène *par voie sèche* en faisant passer des vapeurs d'eau à travers un tube de porcelaine contenant des fils de fer chauffés au rouge. L'eau en vapeur se décompose à mesure qu'elle arrive sur le fer incandescent. L'oxygène de l'eau se porte sur le fer pour l'oxyder et l'hydrogène se dégage. On constate dans cette expérience que le volume d'hydrogène qui se dégage est égal au volume de la vapeur d'eau décomposée. L'eau, décomposée au moyen de la pile, donne de l'hydrogène au pôle négatif (1).

*Formule de l'hydrogène*  $= \text{H} = \text{H}^* \text{ (2 atomes) } = 12,48.$

*Usages.* On emploie l'hydrogène dans l'analyse de l'air. Mêlé avec l'oxygène, dans les rapports de 2 vol. d'hydrogène à un vol. d'oxygène, il sert à produire, en brûlant, la tem-

---

(1) Une batterie de 10 pieds carrés de zinc suffit pour produire 1 pied cube de mélange détonnant, par heure (voy. *Bulletin scientifique de l'Acad. Impér. de Saint-Petersbourg*, n° 109).

pérature la plus élevée que l'on connaisse. On se sert de l'hydrogène, à cause de sa légèreté, pour gonfler les ballons aérostatiques.

### *Hydrogène protocarboné.*

Syn. *Gas des marais*, *protocarbure d'hydrogène*, *Kohlenwasserstoffgas* (allem.).

*Propriétés physiques.* L'hydrogène protocarboné est un gaz incolore, insipide, inodore. Sa densité est 0,559. Il est très-peu soluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther. On ne connaît pas encore son véritable dissolvant. Il brûle avec une flamme bleuâtre, très-faible. Son indice de réfraction est 2,0927.

*Propriétés chimiques.* L'hydrogène protocarboné, soumis à l'action d'une série d'étincelles électriques, double de volume, en se décomposant en hydrogène et en carbone. En contact avec l'oxygène, il détonne, par l'approche d'une allumette en produisant de l'eau et de l'acide carbonique. Pour que cette combustion soit complète, il faut employer 2 volumes d'oxygène pour 1 vol. de gaz des marais. En effet :



*Composition.* 100 volumes de ce gaz se composent de

75,17 de carbone,  
24,83 d'hydrogène.

Sa formule est  $= CH$  ou  $CH^2 = 1$  volume d'hydrogène protocarboné.

*État.* Ce gaz existe, à l'état de liberté, dans la vase des marais. Lorsqu'on remue les eaux stagnantes, il se dégage sous forme de bulles qu'on peut recueillir dans des flacons remplis d'eau. Ce gaz est le produit de la putréfaction de substances organiques. Le gaz des marais se développe souvent dans les mines de charbon de terre. Mêlé à de l'air atmosphérique, il donne naissance à un mélange qui peut faire explosion par l'approche d'une flamme. L'hydrogène proto-

carboné se produit encore au commencement de la combustion des charbons humides.

*Préparation.* L'hydrogène protocarboné ne s'obtient que difficilement à l'état de pureté, dans nos laboratoires. Quand on fait passer des vapeurs d'eau sur des charbons incandescents, on recueille un mélange de gaz acide carbonique, d'oxyde de carbone, d'hydrogène et d'hydrogène protocarboné. On enlève l'acide carbonique au moyen de la chaux, et l'oxyde de carbone par le potassium. Mais il est impossible de le débarrasser complètement de l'hydrogène qui s'y trouve (1).

### *Hydrogène bicarboné.*

SYNONYMES. *Hydrogène deuto-carboné, bicarbure d'hydrogène, gaz oléfiant, carbure dihydrique.*

*Propriétés physiques.* L'hydrogène bicarboné est un gaz incolore, sans saveur et d'une légère odeur empyreumatique, qui tient probablement à quelque substance étrangère. Sa densité est 0,9784. La chaleur le décompose en hydrogène et en carbone. L'électricité le décompose également.

*Propriétés chimiques.* Il brûle avec une belle flamme jaune tirant sur le blanc. Cette flamme est très-éclatante. Sa combustion à l'air donne de l'eau et de l'acide carbonique. Mêlé avec de l'oxygène, il donne un mélange qui détonne par l'approche d'une bougie (mélange explosif). L'électricité agit de même.

Il paraît jouer le rôle d'une véritable base. Il peut se combiner avec 1 équiv. d'acide chlorhydrique, bromhydrique, iodhydrique, etc., pour donner naissance à l'éther chlorhydrique, à l'éther bromhydrique, etc., corps qui sont tous des composés neutres. Dans ces combinaisons, l'équivalent

---

(1) On se procure depuis quelque temps l'hydrogène protocarboné pur, en chauffant ensemble, à une température modérée, de l'acétate de soude et de la baryte anhydre.

de l'hydrogène bicarboné représente 4 volumes de gaz, de même que celui de l'acide chlorhydrique.

*Caractères distinctifs.* Mis en contact avec le chlore gazeux, il donne naissance à un produit huileux (*liqueur des Hollandais*). Il faut faire l'expérience dans l'obscurité. A la lumière, le chlore agit de la même manière sur l'hydrogène protocarboné. Dans ce produit huileux, 1 équiv. d'hydrogène (2 vol.) est remplacé par 1 équiv. de chlore (2 vol.).

*État.* L'hydrogène bicarboné ne paraît pas exister, dans la nature, à l'état de liberté. Il est le produit de l'art; et il se trouve dans le gaz d'éclairage. Il se forme pendant la combustion des houilles, des résines, des huiles, et de toutes les matières grasses.

*Préparation.* Lorsqu'on chauffe un mélange de 4 parties d'acide sulfurique et de 1 partie d'alcool, on obtient un dégagement d'hydrogène bicarboné, mêlé d'un peu d'acide carbonique qu'on absorbe au moyen de la potasse ou de la chaux.

*Composition.* Pour brûler complètement (dans l'eudiomètre) un volume d'hydrogène bicarboné, il faut employer 3 vol. d'oxygène; ce qui prouve, que l'hydrogène bicarboné se compose de 2 vol. ou 1 équiv. d'hydrogène et de 2 volumes ou 1 équiv. de vapeur de carbone, le tout condensé en un volume :  $\text{HC}$  ou  $\text{H}^2\text{C}^2 = 1$  volume.

*Formule.*  $\text{H}^1\text{C}^4$  ou  $\text{H}^2\text{C}^2 = 4$  volumes = 1 équiv. d'hydrogène bicarboné saturant 1 équiv. ou 4 vol. de gaz acide chlorhydrique (dans l'éther chlorhydrique, dont la formule est  $\text{H}^1\text{C}^4, \text{ClH}$ ).

## TROISIÈME FAMILLE.

CARBACÉS (*carbacea*).

Cette famille comprend le *carbone*, le *bore*, le *silicium*, le *titane* et le *tantale*.

1° Les carbacés s'oxydent tous à une température élevée. Les composés qui en résultent sont généralement acides et très-stables.

2° Les acides carbonique, borique, silicique, titanique et tantanique ne se décomposent point par la simple action de la chaleur. Ce n'est qu'en employant de puissants réductifs qu'on parvient, à une température élevée, à enlever à ces acides leur oxygène. Et, malgré cela, la réduction n'est jamais bien complète. C'est surtout dans les acides silicique, borique, titanique et tantanique, que l'oxygène est puissamment fixé.

3° Les acides carbonique, borique, silicique, titanique et tantanique sont des acides faibles, dans les circonstances ordinaires. Les acides carbonique, borique et titanique rougissent la teinture de tournesol en rouge vineux; les acides silicique et tantanique ne la rougissent pas du tout.

4° Les acides carbonique, borique, silicique, titanique et tantanique, ne déplacent aucun autre acide, à la température et à la pression atmosphérique ordinaires. Mais, à une température élevée, les acides borique, silicique, titanique et tantanique déplacent les acides les plus puissants, parce qu'ils sont tous les quatre inaltérables et fixes aux plus hautes températures. L'acide carbonique, étant gazeux, ne déplace les autres acides plus forts que lui, qu'à l'aide d'une forte pression.

5° Les acides silicique, titanique et tantanique se présentent tous sous la forme d'une poudre blanche, insipide et inodore, incomplètement fusible à la température la plus élevée qu'on puisse produire.

6° Les acides silicique, titanique et tantanique fortement calcinés (anhydres), sont insolubles dans l'eau et dans les alcalis. A l'état d'hydrates gélatineux, obtenus par voie de précipitation, ils sont sensiblement solubles dans l'eau et surtout dans l'eau alcaline.

L'acide titanique et l'acide tantanique sont isomorphes avec l'acide silicique, auquel ils se substituent souvent dans les minerais de fer, et notamment dans les silicates de fer naturels.

7° Les carbacés sont souvent combinés avec le fer, à l'état de fonte.

Le silicium, le tantale et le titane n'ont rien de commun avec les métaux, si ce n'est, jusqu'à un certain point, la couleur qui est brun-noisette ou d'un rouge de cuivre, et la propriété de preudre, sous le brunissoir, un certain éclat. Du reste, ils sont tous pulvérulents comme le bore et le carbone, et ne possèdent aucune des qualités qui rendent les métaux si précieux dans une foule d'usages. C'est à tort que certains chimistes ont rangé le tantale, le titane et même le silicium parmi les métaux. Ils auraient pu, avec tout autant de raison, ranger le carbone parmi les métaux. Car le carbone pur cristallisé (diamant dont une variété est noire et opaque) est doué d'un grand éclat, et, de plus, il conduit assez bien la chaleur et l'électricité, beaucoup mieux même que le titane et le tantale. Le charbon de bois qui a été longtemps calciné dans un four de boulanger, est très-compacte, sonore, opaque, plus pesant que l'eau, assez bon conducteur du calorique et de l'électricité, et sa cassure est métallique. Pourquoi ne pas avoir compris parmi les métaux ce charbon, plutôt que le titane et le tantale? On voit par là, qu'il ne faut jamais, dans la classification des corps, accorder une trop grande importance aux propriétés physiques et surtout aux propriétés qui ne touchent nullement à l'essence ni à la nature intime des corps.

### CARBONE.

SYNONYMES. *Carbonium* (latin), *Kohlenstoff* (allemand).

*Propriétés physiques.* Le carbone est un corps solide, qui se présente, soit sous forme de poussière noire, sans cristallisation déterminée, soit sous forme cristalline (octaèdre ou dodécaèdre) constituant le diamant (dimorphie). La densité du carbone à l'état de diamant est 3,55; et à l'état pulvérulent, 2,1. Le carbone est insipide, inodore et tout à fait insoluble dans l'eau. Il est complètement infusible et fixe. Le carbone cristallisé, qui peut présenter des colorations variées, réfracte très-fortement la lumière : son indice de réfraction est 2,439. Newton place, dans la liste des corps qui réfractent la lumière, le diamant à côté des résines, c'est-à-dire à côté des corps les plus riches en carbone; il a donc manqué d'arriver, par une autre voie, à découvrir que le diamant est du car-

bone. A l'état poreux ou pulvérulent, le carbone est si mauvais conducteur de l'électricité qu'on peut l'employer comme corps isolant. A l'état de diamant il conduit assez bien l'électricité.

*Propriétés chimiques.* Le carbone se combine directement avec l'oxygène, à l'aide de la chaleur, pour donner naissance à de l'acide carbonique ou à de l'oxyde de carbone. Lorsque le carbone est en excès par rapport à l'oxygène, il se produit de l'oxyde de carbone; dans le cas contraire, il y a de l'acide carbonique de produit. Combiné avec l'hydrogène, le carbone donne de l'hydrogène protocarboné, de l'hydrogène bicarboné, et une foule d'autres carbures d'hydrogène, en général odorants comme les huiles essentielles. Il se combine, par voie indirecte, avec l'azote (*cyanogène*), et avec un certain nombre de métaux, tels que le fer, le zinc, le cuivre. Ces dernières combinaisons ne sont point en proportions rigoureusement définies.

*Caractères distinctifs.* La fixité, l'infusibilité et la propriété qu'a le carbone de produire, pendant sa combustion avec l'oxygène, de l'acide carbonique qui représente exactement le volume d'oxygène absorbé, tout cela ne permet de confondre le carbone avec aucun autre corps.

Le carbone est un corps simple; sa formule est  $C$  ou  $C^2 = 76,437$  (voy. *Composition de l'acide carbonique*).

*État.* Le carbone se rencontre pur, sous le nom de diamant, dans les Indes occidentales et dans différents districts du Brésil. La houille, le graphite, l'anthracite, le lignite sont du carbone mêlé à quelques substances étrangères. A l'état de combinaison il constitue la matière fondamentale de tous les corps organiques.

*Préparation.* On obtient le carbone par les moyens suivants: 1° lorsqu'on brûle des résines dans un endroit où l'accès de l'air est incomplet, on obtient une grande quantité de noir de fumée. Celui-ci, condensé dans un creuset et calciné au rouge, donne un résidu noir très-divisé, qui est du

carbone à peu près pur. 2° En recueillant l'acide carbonique qui se dégage des charbons en combustion, et en le décomposant au moyen du potassium, on obtient du carbone parfaitement pur; mais ce procédé est trop coûteux pour être généralement employé.

3° En faisant arriver dans un tube de porcelaine, chauffé au rouge, des vapeurs d'huile de térébenthine ou d'esprit de vin, on obtient du carbone pur, doué d'un éclat métallique.

*Usages.* Le carbone pur, à l'état de diamant, sert, à cause de son extrême dureté, à couper le verre; car le diamant lui-même ne peut être rayé que par sa propre poussière. Tout le monde connaît l'emploi du diamant comme ornement.

### *Charbon.*

Les substances organiques donnent, après une combustion incomplète, un résidu noir connu sous le nom de charbon. Celui-ci s'appelle *charbon végétal* quand il provient de végétaux, et *charbon animal* lorsqu'il provient de la calcination de substances animales.

Le charbon n'est pas du carbone pur; car il laisse, après avoir été brûlé, un résidu (*cendres*) contenant différents sels alcalins (carbonate de potasse, carbonate de chaux, sulfate de potasse, chlorure de sodium, de la silice, de l'oxyde de fer, etc.). Le charbon contient, en outre, une quantité notable d'hydrogène, ce qui fait qu'il brûle dans le commencement avec une flamme pâle et en répandant une odeur assez désagréable, probablement due à un carbure d'hydrogène (espèce d'huile essentielle), qui se produit pendant la combustion.

Le charbon de bois de bonne qualité est sonore, et conserve la forme du bois dont il provient. Le bois dur fournit un charbon lourd et compact, tandis que le bois poreux donne un charbon léger. Le bois ordinaire sec donne, si la combustion est incomplète et lente, environ de 2/



à 28 pour cent de charbon, tandis que ce même bois ne donne que de 12 à 17 pour cent de charbon, lorsque la combustion est rapide. Les gaz et les vapeurs qui se dégagent sont plus riches en carbone dans le dernier cas que dans le premier. Le charbon animal est ordinairement plus dense que le charbon de bois ; il a souvent un éclat métallique. Le règne minéral fournit la *houille*, composée de carbone, d'hydrogène, d'oxygène et de quantités variables de soufre. La houille calcinée (désulfurée) s'appelle *coak*. Le coak produit, en brûlant, une très-haute température. Le charbon de bois récemment calciné en vaisseaux clos et refroidi à l'abri du contact de l'air, possède, au plus haut degré, la propriété d'absorber les gaz et de les condenser dans ses pores. Le charbon du hêtre (*fagus sylvatica*) absorbe, à la température de 12°. et sous 0<sup>m</sup>,76 de pression atmosphérique, 90 fois son volume de gaz ammoniac, 55 vol. de gaz sulfureux, 9 vol. d'oxygène, 1,7 vol. d'hydrogène. Il absorbe de même les vapeurs. Au bout de 24 à 36 heures, le charbon n'absorbe plus de vapeurs ni de gaz, si ce n'est le gaz oxygène avec lequel il s'unit chimiquement. Tout ce qui diminue la porosité du charbon, diminue, dans la même proportion, sa faculté d'absorber les gaz. C'est parce que le graphite n'est point poreux, qu'il est impropre à condenser des gaz ou des vapeurs. Au moment où le charbon absorbe des gaz, sa température s'élève de 1 à 2° au-dessus de celle de l'air ambiant. Les gaz absorbés peuvent être déplacés par d'autres gaz avec lesquels ils ne se combinent pas chimiquement. Ils sont tous éliminés à une température élevée.

Le charbon récent et bien calciné possède une autre propriété non moins remarquable, celle d'absorber à la fois les matières colorantes et les matières odorantes. C'est ainsi que les eaux stagnantes, bourbeuses, infectes deviennent potables lorsqu'on les filtre à travers des couches de charbon pulvérisé. Mais le charbon paraît ici plutôt altérer qu'absorber les substances qui rendent l'eau impure ; car, au bout d'un certain

temps, l'eau devient aussi infecte qu'auparavant. Le charbon, et surtout le charbon animal, est principalement utile dans la décoloration d'une foule de produits chimiques. Le charbon est un des meilleurs moyens antiputrides; aussi est-il employé avec avantage dans le traitement de la pourriture d'hôpital, dans la conservation des viandes, etc. Le charbon animal est généralement un meilleur désinfectant que le charbon végétal. Tout le monde connaît l'usage du charbon comme combustible.

### *Acide carbonique.*

SYNONYMES. *Gaz sylvestre*, *spiritus sylvestris*, *acidum carbonicum* (lat.),  
*Kohlen-säure* (allemand.).

*Propriétés physiques.* L'acide carbonique est un gaz incolore et inodore (1). Il a une saveur légèrement aigrelette, lorsqu'il est dissous dans l'eau. C'est le seul acide gazeux inodore jusqu'à présent connu. Sa densité est 1,524. A cause de son poids, on peut le transvaser comme de l'eau, jusqu'à ce qu'il déborde des vases. A la température et à la pression atmosphérique ordinaires, 100 volumes d'eau dissolvent 104 volumes de gaz acide carbonique, c'est-à-dire que l'eau dissout environ son volume de cet acide. Comme tous les gaz, il se dissout proportionnellement à la pression à laquelle il est soumis. La dissolution, faite à froid, laisse dégager par la chaleur tout l'acide carbonique qui s'y trouve. Une diminution de pression agit comme la chaleur. De l'eau saturée de gaz acide carbonique, à une pression plus forte que celle de l'atmosphère, constitue l'eau gazeuse. Lorsqu'on débouche une bouteille d'eau chargée d'acide carbonique sous une pression de 10 atmosphères, c'est-à-dire chargée de 9 fois plus de gaz qu'elle n'en peut contenir à la pression atmosphérique ordinaire, il arrive que le gaz s'en

---

(1) L'odeur que répand le charbon en brûlant est étrangère à l'acide carbonique; elle tient à la présence d'un carbure d'hydrogène.

échappe aussitôt comme dans le vide. Il est cependant à remarquer que, dans ce cas, l'eau ne perd pas tout le gaz qu'elle devrait perdre. Au lieu de perdre les  $\frac{7}{10}$  de gaz acide carbonique, elle n'en perd que les  $\frac{2}{10}$  environ, c'est-à-dire qu'elle en retient environ 2 volumes de plus qu'elle n'en devrait retenir réellement sous la pression atmosphérique ordinaire. Aussi, lorsqu'on laisse tomber dans cette eau une croûte de pain, un morceau de papier roulé et chiffonné ou un corps poreux quelconque, à l'instant l'effervescence recommence-t-elle et l'eau abandonne une nouvelle quantité d'acide carbonique. On peut recommencer ainsi à plusieurs reprises. Il y a donc là une espèce d'équilibre instable dont on ne sait pas encore se rendre exactement compte. L'hydrogène, l'azote, enfin tout gaz incapable de se combiner avec l'acide carbonique, déplace facilement ce dernier gaz de sa dissolution dans l'eau. Ce fait très-général a surtout acquis de l'importance dans la nouvelle théorie de la respiration. La quantité de gaz que déplace un autre gaz de sa dissolution, est en raison inverse de sa solubilité.

L'acide carbonique gazeux, soumis à la pression de 36 atmosphères, peut, à la température ordinaire ( $10^{\circ}$ ), passer à l'état liquide (Faraday). Dans cet état, il est transparent, incolore et réfracte la lumière moins que l'eau; soumis à la chaleur, il se dilate énormément; sa dilatabilité surpasse même celle de l'acide carbonique gazeux. A la température de  $0^{\circ}$ , la force élastique des vapeurs de l'acide liquide anhydre, équivaut à la pression de 40 atmosphères. L'acide carbonique liquéfié dans un appareil en fonte, au moyen d'une forte pression et d'un abaissement de température ( $-20^{\circ}$ ), s'échappe avec bruit, au contact de l'air, en passant à l'état de gaz. Or, pour passer à l'état de gaz, il absorbe de la chaleur; et cette chaleur, il la prend à la portion restante d'acide liquide, qui en perdant cette chaleur passe à l'état solide. C'est d'après ces données, et guidé par les expériences antérieures de Faraday, que M. Thilorier est parvenu à so-

lidifier l'acide carbonique. Dans cet état, l'acide carbonique est blanc comme de la neige, extrêmement léger; il produit sur la peau la sensation d'un froid excessif, en reprenant aussitôt son état de fluide élastique, avec production d'un abaissement de température d'environ  $-100^{\circ}$ . On peut, au moyen de l'acide carbonique solide, congeler des masses considérables de mercure, ainsi que beaucoup d'autres liquides.

La chaleur seule n'exerce aucune action décomposante sur l'acide carbonique. Cet acide réfracte la lumière; son indice de réfraction est 1,526. Une série d'étincelles électriques décompose l'acide carbonique incomplètement en oxygène et en oxyde de carbone.

*Propriétés chimiques.* L'acide carbonique est un acide très-stable. Ayant pris naissance à une température élevée, il ne peut point être décomposé par la chaleur. Il rougit la teinture de tournesol en rouge vineux. Il éteint les corps allumés sur lesquels on peut le verser comme de l'eau. Impropre à la combustion, il l'est également à la respiration. Il tue, non pas seulement par simple privation d'air, comme l'azote ou l'hydrogène, mais par une action particulière qu'il exerce sur le sang et sur le système nerveux. L'air mêlé de  $\frac{1}{9}$  de son volume d'acide carbonique est irrespirable. L'acide carbonique de l'air se combine avec toutes les oxybases. Il n'existe donc pas, à dire vrai, d'oxydes basiques dans la nature, mais des carbonates ou des sous-carbonates. Le rôle que joue l'acide carbonique libre dans l'air, est plus grand qu'on ne le pense. Les combinaisons en apparence les plus stables, sont, à la longue, altérées par l'acide carbonique de l'air; et l'absorption de l'oxygène lui-même par les métaux, n'est pas seulement favorisée par l'humidité, mais surtout par la présence de l'acide carbonique qui provoque, en quelque sorte, l'oxydation. Des expériences concluantes prouvent que les métaux ne s'oxydent à l'air qu'autant qu'il y a de l'acide carbonique. Ce fait, ajouté à d'autres, nous autorise à établir la loi suivante : *Deux corps ayant peu de tendance à se combiner directement, se com-*

*binent très-facilement dès qu'on les met en présence d'un troisième corps, susceptible de se porter sur le composé que pourraient former les deux premiers.* Voici quelques exemples à l'appui de cette loi : L'oxygène et l'azote ne se combinent pas directement : on a beau foudroyer par une série d'étincelles électriques un mélange de 2 vol. d'azote et de 5 vol. d'oxygène, on n'obtient jamais d'acide nitrique. Mais qu'on mette ce mélange en présence d'un peu de potasse, aussitôt l'oxygène et l'azote se combinent, et il se produit du nitrate de potasse. De même, l'azote et l'hydrogène ne se combinent pas directement : quoi qu'on fasse, jamais un mélange de 2 vol. d'azote et de 6 vol. d'hydrogène ne produira directement de l'ammoniaque. Mais, en foudroyant, par une série d'étincelles électriques, ces deux gaz en présence d'un acide tel que l'acide sulfurique ou l'acide chlorhydrique, il se produit aussitôt du sulfate ou du chlorhydrate d'ammoniaque.

Le potassium, le sodium, etc., peuvent décomposer l'acide carbonique complètement. Le résidu est du carbone pur. D'autres, comme le fer, le cuivre, et le carbone lui-même, ne le décomposent qu'incomplètement; ils ne lui enlèvent que la moitié de son oxygène pour le transformer en oxyde de carbone.

*Caractères distinctifs.* L'acide carbonique précipite l'eau de chaux ou l'eau de baryte, et le carbonate blanc qui en résulte est décomposé avec effervescence par tous les acides plus forts que l'acide carbonique. Si l'acide carbonique est en excès, il n'y aura pas de précipité avec l'eau de chaux, le bicarbonate de chaux étant soluble. Les alcalis absorbent rapidement l'acide carbonique.

*État.* L'acide carbonique existe à l'état de liberté dans l'air. 1000 vol. d'air contiennent, terme moyen, 4 vol. d'acide carbonique. Cette proportion est sensiblement la même dans les vallées profondes et sur les montagnes élevées. Saussure a trouvé de l'acide carbonique sur la cime du Mont-Blanc,

c'est-à-dire à une hauteur de 5090 mètres. La quantité d'acide carbonique diminue à la surface de la mer. Il se produit journellement, dans nos foyers, dans les usines, et partout où l'on brûle beaucoup de charbon, des torrents d'acide carbonique ; mais ces torrents ne sont que des gouttes dans l'océan gazeux.

La respiration des animaux et celle des plantes dans l'obscurité, est une source intarissable d'acide carbonique. La fermentation et la décomposition des substances organiques donnent également naissance à une grande quantité d'acide carbonique.

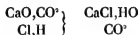
Certains souterrains et certaines cavernes sont des réservoirs permanents d'acide carbonique. On cite, comme exemple, la grotte des Chiens, près du lac Agnano, aux environs de Naples. Les entrailles de la terre recèlent de vastes foyers d'acide carbonique. Celui-ci se dissout dans l'eau qu'il rencontre. Cette eau, arrivée à la surface de la terre, laisse échapper avec effervescence l'excès de gaz dont elle s'était chargée à une pression plus forte, à une grande profondeur dans l'intérieur de la terre. C'est là l'origine des eaux minérales gazeuses, comme celles de Selters, de Pyrmont, de Vichy, du Mont-d'Or, etc.

Mais l'acide carbonique existe bien plus abondamment encore dans la nature, à l'état de combinaison. La moitié de la croûte terrestre se compose de carbonate de chaux. Le Jura, les Apennins, les Alpes, presque toutes les montagnes de l'ancien et du nouveau continent, se composent, en grande partie, de pierres calcaires. Il se trouve à l'état de carbonate de potasse ou de soude, dans les cendres des végétaux. Le fer et la chaux sont tenus en dissolution, à l'aide d'un excès d'acide carbonique, dans beaucoup de sources d'eaux minérales.

*Préparation.* On prépare l'acide carbonique en traitant le bicarbonate de soude par un acide fort (acide nitrique, sulfurique, chlorhydrique). À peine ces deux corps sont-ils

en contact, qu'il se produit une vive effervescence, et l'acide carbonique se dégage à l'état de gaz, qu'on peut recueillir sur l'eau ou sur le mercure.

Un moyen économique de préparer l'acide carbonique, consiste à employer le carbonate de chaux (*craie, marbre*), et l'acide sulfurique. Seulement, comme le sulfate de chaux (*plâtre*) qui se produit est peu soluble, et que des couches de ce dernier peuvent s'opposer à une décomposition totale du carbonate de chaux, et conséquemment à un dégagement complet d'acide carbonique, il est plus convenable d'employer à la place de l'acide sulfurique, l'acide nitrique ou l'acide chlorhydrique, qui donnent un nitrate de chaux ou un chlorure de calcium soluble; seulement, dans ce cas, il vaut mieux employer le marbre que la craie, pour éviter une effervescence trop vive.



*Composition.* En 1776, Lavoisier détermina le premier la composition de l'acide carbonique. Il trouva, par l'expérience directe, que du diamant brûlé dans l'oxygène, donne 1 vol. de gaz acide carbonique, égal au volume d'oxygène absorbé.

Ainsi, 100 vol. d'oxygène donnent, en se combinant avec le carbone, 100 vol. d'acide carbonique. Donc, en soustrayant de la densité de l'acide carbonique celle de l'oxygène, on a la densité hypothétique de la vapeur de carbone,

$$1,5240 = \text{densité de l'acide carbonique (1 vol.)}$$

$$1,1026 = \text{densité de l'oxygène (1 vol.)}$$

---


$$0,4214$$

Or, comme le carbone forme avec l'oxygène, un fluide élastique, on suppose, par analogie, que c'est du carbone en vapeur qui produit avec l'oxygène, du gaz acide carbonique. Et comme, d'autre part, l'expérience apprend que les gaz se combinent entre eux dans des rapports simples, on sup-

pose, toujours par analogie (car personne n'a vu le carbone en vapeur), que 1 volume de vapeur de carbone et 1 volume d'oxygène, produisent, en se condensant de la moitié, 1 volume de gaz acide carbonique.

En exprimant les rapports de 1,1026 d'oxygène et de 0,4214 de vapeur de carbone en centièmes, on a :

27,6508 de carbone

72,3492 d'oxygène.

De là, en établissant la proportion suivante :

$$72,3492 : 27,6508 :: 100 : x,$$

on a pour la valeur d' $x = 76,437$ , qui est l'équivalent du carbone, celui de l'oxygène étant 100. Or, cette quantité de carbone se combinant avec 2 équivalents d'oxygène (200 d'oxygène), pour saturer 1 équivalent de base, la formule de l'acide carbonique est  $= \text{CO}^2$ . Quelques chimistes, considérant le nombre 76,437, comme exprimant 2 vol. de vapeurs de carbone, écrivent  $\text{C}^2\text{O}^2$  pour cette formule. Et alors, ils expriment 1 vol. ou atome de carbone par le nombre 38,218, c'est-à-dire, la moitié de 76,437.

*Usage.* L'acide carbonique est employé dans la fabrication des eaux gazeuses artificielles. Il existe dans le vin de Champagne, dans la bière et dans tous les liquides mousseux. Il dissout les pierres calcaires. On a essayé, en Angleterre, d'employer l'acide carbonique liquide anhydre, comme force motrice; mais ces essais ont été infructueux, parce que l'acide carbonique attaque les chaudières métalliques avec lesquelles on le met en contact.

### *Carbonates.*

C'est, de tous les genres de sels, le plus facile à reconnaître. Traités par un acide, ils se décomposent tous avec effervescence, en dégagant l'acide carbonique, à la place duquel se substitue l'acide employé.



Les sulfites et les hyposulfites font aussi effervescence avec les acides; mais le gaz qui se dégage est facile à reconnaître à son odeur (gaz sulfureux).

*Action de la chaleur.* Les carbonates sont décomposés à des températures variables, excepté les carbonates secs de potasse, de soude et de lithine, qui résistent à toute température (1). Le carbonate de baryte, qu'on a cru pendant longtemps indécomposable au feu, se décompose à la température du fer fondant. Pour décomposer les carbonates de potasse, de soude et de lithine, il faut les chauffer avec du charbon, du soufre, du fer, enfin avec des corps qui décomposent l'acide carbonique en s'emparant au moins de la moitié de son oxygène. Le potassium, le sodium, l'aluminium, etc., s'emparent de la totalité de l'oxygène de l'acide du carbonate, en laissant pour résidu du carbone noir.

*Solubilité.* Tous les carbonates sont plus ou moins insolubles. Les carbonates de potasse de soude, d'ammoniaque et de lithine sont seuls solubles dans l'eau; ils sont peu solubles dans l'alcool. Tous les carbonates alcalins verdissent le sirop de violettes, ramènent au bleu la teinture de tournesol rougie par un acide; en un mot, ils ont tous une réaction alcaline. Certains carbonates insolubles deviennent solubles par un excès d'acide carbonique, en se transformant en *bicarbonates*. Les carbonates de chaux, de baryte, de magnésie, de fer sont dans ce cas.

*Composition.* Dans les *carbonates neutres*, un équivalent d'acide sature un équivalent de base; l'oxygène de l'acide est à l'oxygène de la base, comme 2 est à 1. Dans les *bicarbonates*, il y a deux équivalents d'acide unis à un équivalent de base. L'oxygène de l'acide, dans ce cas, est 4, celui de la base étant 1.

Dans les *sesquicarbonates* (sesquicarbonate d'ammonia-

---

(1) En faisant arriver sur ces carbonates un courant de vapeur d'eau, on les convertit, à une température élevée, en *hydrates*, avec dégagement d'acide carbonique.

que) il y a 1 équivalent de base uni à  $1\frac{1}{2}$  équiv. d'acide. Il y a enfin des *sous-carbonates* dont la composition n'est pas exactement déterminée.

*Préparation.* La potasse, la soude, l'ammoniaque, la lithine, la baryte, la chaux, la strontiane, la magnésie, exposées au contact de l'air, absorbent de l'acide carbonique pour se changer d'abord en sous-carbonates et enfin en carbonates neutres. L'eau, chargée d'acide carbonique, transforme les carbonates de chaux, de magnésie en bicarbonates solubles. Tous les métaux qui s'oxydent à l'air ne tardent pas à s'y changer en sous-carbonates. La plupart des prétendus oxydes métalliques sont des sous-carbonates hydratés.

### *Oxyde de carbone.*

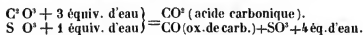
*Propriétés physiques.* L'oxyde de carbone est un gaz incolore, insipide et inodore. Sa densité est 0,9678. Il est peu soluble dans l'eau qui n'en prend que  $\frac{1}{30}$  de son volume. Il brûle avec une belle flamme bleue. C'est lui qui donne la flamme bleue qu'on remarque souvent dans la combustion du bois ou du charbon dans nos cheminées. La chaleur et l'électricité n'exercent sur lui aucune action décomposante. Son indice de réfraction est 1,157.

*Propriétés chimiques.* L'oxyde de carbone ne précipite pas l'eau de chaux. En brûlant, il forme de l'acide carbonique qui précipite l'eau de chaux. Il n'entretient ni la respiration ni la combustion. L'air qui contient le quart de son volume d'oxyde de carbone est irrespirable. L'oxyde de carbone se combine avec l'oxygène au moyen de la chaleur ou de l'électricité.

L'oxyde de carbone est un corps éminemment stable. Le fer et le carbone ne le décomposent à aucune température. Le potassium lui-même ne le décompose pas; il se combine avec lui et donne un composé particulier de potassium et d'oxyde de carbone qui n'a pas encore été bien examiné.

*Préparation.* En chauffant 4 parties d'acide sulfurique avec

1 partie d'acide oxalique, on obtient un dégagement de volumes égaux d'oxyde de carbone et d'acide carbonique. Après avoir absorbé l'acide carbonique par la potasse ou la chaux caustique, on a pour résidu l'oxyde de carbone. *Explication.* L'acide oxalique se compose de carbone et d'oxygène dans les rapports de volumes égaux d'acide carbonique et d'oxyde de carbone. L'acide sulfurique décompose l'acide oxalique, en lui enlevant 3 équivalents d'eau.



On prépare également l'oxyde de carbone en décomposant l'acide carbonique par le fer ou par le carbone à une température élevée, ou bien, en calcinant des oxydes métalliques avec du charbon en excès. Car, lorsque l'oxygène est en excès, par rapport au carbone, il se forme de l'acide carbonique; dans le cas contraire, il se produit de l'oxyde de carbone.

*Caractères distinctifs.* Un volume d'oxyde de carbone et un volume de chlore, mis ensemble dans un ballon, se combinent sous l'influence de la lumière, en donnant naissance à un volume de gaz acide chloroxy-carbonique. Il y a donc condensation de moitié. Ce composé est fort remarquable, car il prouve qu'en remplaçant dans l'acide carbonique 1 équiv. de chlore (2 vol. de chlore) par 1 équiv. d'oxygène, on ne change pas le type du composé, c'est-à-dire qu'on donne naissance à un acide analogue, par sa composition, à l'acide carbonique.

*Composition.* En mettant dans l'eudiomètre :

|      |                                 |
|------|---------------------------------|
|      | oxyde de carbone = 100 volumes. |
|      | oxygène = 100 vol.              |
|      | <hr/>                           |
| on a | total = 200 vol.                |
|      | après étincelle = 150 vol.      |
|      | après potasse = 50 (oxygène.)   |

Ainsi la potasse a absorbé 100 volumes d'acide carbonique. Des 100 volumes d'oxygène ajoutés, dans l'eudiomètre, aux 100 vol. d'oxyde de carbone, il n'y en a que 50 d'employés pour former de l'acide carbonique. Donc 100 vol. d'oxyde de carbone prennent 50 vol. d'oxygène, en d'autres termes, l'oxyde de carbone contient moitié moins d'oxygène que l'acide carbonique, et en lui donnant cette moitié, on le change en acide carbonique. De là sa formule :  $\text{CO}$  ou  $\text{C}^{\text{O}}$  O (atomes).

D'après ces données, on détermine, par le calcul, le poids de l'unité de volume ou la densité de l'oxyde de carbone :

1,5240 = poids de 1 vol. d'acide carbonique.

0,5513 = poids d'un  $\frac{1}{2}$  vol. d'oxygène (1,1026 = 1 vol.)

0,9727 poids de 1 vol. d'oxyde de carbone.

*Remarque.* Les acides mellitique, croconique et oxalique, également composés d'oxygène et de carbone, appartiennent à la chimie organique plutôt qu'à la chimie minérale.

### *Sulfure de carbone.*

SYNONYMES. *Sulfide de carbone liquide, liqueur de Lampadius, alcool de soufre, Schwefelkohlenstoff* (allemand.).

*Propriétés physiques.* Le sulfure de carbone est un liquide incolore, d'une odeur d'œufs pourris et d'une saveur âcre et amère. Sa densité est 1,272. Il bout à 45°. Il est insoluble dans l'eau. Il réfracte très-fortement la lumière. En se vaporisant, il produit un abaissement de température capable de congeler le mercure.

*Propriétés chimiques.* Le sulfure de carbone est aussi stable que l'acide carbonique. La chaleur seule ne le décompose pas. Il est très-inflammable et brûle avec une flamme bleue, en donnant naissance à de l'acide sulfureux et à de l'acide carbonique. En brûlant dans l'oxygène, il produit une température capable de faire fondre des fils de platine. Lorsqu'on fait passer l'étincelle électrique à travers un mélange d'oxygène et

de vapeurs de sulfure de carbone, il se produit de l'acide sulfureux et de l'acide carbonique.

*Préparation.* On fait passer des vapeurs de soufre sur des charbons chauffés au rouge. Le sulfure de carbone vient se condenser dans des récipients contenant de l'eau. Il se dégage en même temps des gaz tels que l'hydrogène sulfuré, l'oxyde de carbone et l'acide carbonique. Par une distillation répétée, on obtient le sulfure de carbone parfaitement pur et limpide.

*Composition.* Le sulfure de carbone a une composition analogue à celle de l'acide carbonique. Sa formule est  $= CS_2$ , analogue à celle de l'acide carbonique ( $CO_2$ ). Il se compose, en centièmes de

15,77 de carbone.

84,23 de soufre.

Le sulfure de carbone solide se trouve comme résidu dans le tube servant à la préparation du sulfure liquide. Brûlé avec du nitre, il donne du sulfate de potasse. Sa composition n'est pas connue.

Le prétendu sulfure de carbone gazeux n'est probablement qu'un mélange d'acide sulfhydrique et d'oxyde de carbone.

*Historique.* Le sulfure de carbone a été découvert par Lampadius.

#### BÔRE.

*ÉTYMOLOGIE.* Le nom de bore vient de borax (borate de soude), dont on peut extraire le bore.

*Propriétés physiques.* Le bore a l'aspect d'une poussière verdâtre. Il est insoluble dans l'eau. Il est infusible et fixe comme le carbone, avec lequel il a de l'analogie.

*Propriétés chimiques.* Le bore se combine avec l'oxygène, le chlore et le fluor, pour former des composés généralement acides.

*Préparation.* On place dans un tube de verre des couches

successives de potassium et d'acide borique ; puis on chauffe jusqu'au rouge sombre. A la fin de l'opération, on obtient un mélange de bore et de borate de potasse. En mettant ce mélange dans l'eau, on obtient la séparation des deux corps ; car le borate de potasse se dissout dans l'eau, tandis que le bore y est insoluble. *Explication.* Le potassium réduit une partie de l'acide borique à l'état de bore, en s'emparant de son oxygène pour passer à l'état de potasse, laquelle forme du borate de potasse avec une autre partie d'acide borique non décomposée.

*Historique.* Le bore a été découvert, en 1809, par MM. Gay-Lussac et Thénard.

### *Acide borique.*

SYNONYME. *Borsäure* (allemand).

*Propriétés physiques.* L'acide borique est un composé solide, inodore, d'une saveur très-faible, comme l'acide carbonique. Sa densité est 1,5. Exposé à la chaleur, il fond facilement, quoiqu'il ne devienne jamais parfaitement liquide. Il reste toujours épais, visqueux et comme pâteux ; il ne se volatilise pas ; c'est un des acides les plus fixes. Il peut arriver qu'en se vaporisant, de l'eau, contenant de l'acide borique en dissolution, entraîne des parcelles de cet acide qui viennent se refroidir et cristalliser sur les parois du vase. Il ne faut pas, pour cela, croire que l'acide borique soit volatil ; car il n'est que mécaniquement déplacé, à peu près comme la poussière de carbone l'est par les courants d'air que produit l'action de la chaleur. L'acide borique est assez peu soluble dans l'eau. 100 parties d'eau dissolvent 3 parties d'acide borique à la température ordinaire. A 100°, 100 p. d'eau en dissolvent environ 10 parties. La dissolution, faite à la température de l'eau bouillante, laisse, par refroidissement, déposer des paillettes micacées, brillantes, nacrées. Dans cet état, l'acide borique retient six équiy. d'eau. Il perd à peu près la moitié de cette eau à 100°, et il faut la chaleur rouge pour

en chasser le reste. L'acide anhydre a l'aspect du verre.

*Propriétés chimiques.* L'acide borique rougit, comme l'acide carbonique, la teinture de tournesol en rouge vineux. C'est un acide très-faible à la température ordinaire; mais à une température élevée, c'est un acide très-puissant qui, par sa fixité, déplace l'acide nitrique, l'acide sulfurique, en un mot les acides les plus forts. Il est éminemment stable, et il n'est décomposé que par le potassium, l'aluminium, etc. Le charbon lui-même ne le décompose à aucune température. De là, la grande utilité de l'acide borique dans les arts; il facilite puissamment la fusion des métaux, tels que le manganèse, le cobalt, le chrome. Mis en contact avec l'acide fluorhydrique, il donne naissance à de l'eau et à du fluorure de bore. Avec les bases il forme des borates.

*Caractères distinctifs.* Brûlé avec de l'alcool, l'acide borique produit une belle flamme verte. Fondu avec du cobalt, il donne un produit d'une belle couleur violette; fondu avec le chrome, il donne une masse vitreuse verte.

*État.* On a trouvé l'acide borique, à l'état de liberté, dissous dans l'eau de quelques lacs de l'île de Volcano, et à Sasso, en Toscane; mais on le rencontre surtout à l'état de combinaison avec la soude (borax, borate de soude) dans quelques lacs de l'Inde et du Thibet.

*Préparation.* Le bore, en brûlant au contact de l'oxygène ou de l'air, à une chaleur rouge obscure, produit de l'acide borique; celui-ci, en se fondant, recouvre, comme un vernis, la surface du bore non brûlé, et la combustion s'arrête. Il faut enlever cette couche et recommencer. Pour brûler complètement un gramme de bore, il faut recommencer l'opération jusqu'à 5 fois (Gay-Lussac). Ce procédé n'est jamais employé pour préparer l'acide borique. Le procédé le plus simple pour préparer l'acide borique, consiste à faire agir l'acide sulfurique sur une dissolution de borate de soude, faite à chaud. L'acide borique se dépose, par refroidissement, sous forme de paillettes micacées: on lave ces cristaux à plusieurs re-

prises pour les débarrasser des substances étrangères, et surtout de l'acide employé, qui pourraient les rendre impurs.

*Composition.* 100 parties d'acide borique se composent de

31,22 de bore,  
68,78 d'oxygène.

Sa formule est  $\text{Br O}^3$ .

*Usages.* On se sert de l'acide borique, mais le plus souvent du borax (borate de soude), comme fondant.

### *Borates.*

Les borates sont caractérisés par la fixité et la stabilité de l'acide borique. Il n'y a guère de solubles dans l'eau que les borates alcalins. Les borates solubles, traités par l'acide sulfurique ou par tout autre acide fort, ne donnent point d'effervescence, et laissent précipiter l'acide borique sous forme de paillettes nacrées, brillantes. L'action a lieu assez lentement, et l'acide borique, peu soluble dans l'eau, se dépose. Il faut que la dissolution de borate soit faite à chaud pour obtenir un abondant précipité, à mesure que la liqueur se refroidit.

*Action de la chaleur.* Aucun borate n'est décomposé par la chaleur, excepté le borate d'ammoniaque qui laisse dégager sa base. Sous l'influence de la chaleur, l'acide fond et entraîne dans sa fusion la base qu'il fait également fondre. De là, l'usage de l'acide borique et des borates alcalins, comme fondant des métaux. L'acide sulfurique décompose les borates, comme nous venons de le voir, en sulfates et en acide borique. Majs, en élevant la température au-dessus de  $400^\circ$ , l'acide sulfurique est à son tour éliminé, et les borates se reconstituent. Ainsi, à froid, l'acide sulfurique est plus fort que l'acide borique, tandis qu'à une température élevée, c'est tout le contraire.

*Composition.* Dans les borates neutres, 1 équiv. d'acide



sature 1 équiv. de base. L'oxygène de l'acide est à l'oxygène de la base, comme 3 : 1. Leur formule générale est  $\text{MO}_2\text{BO}_3$ .

*Préparation.* Les borates alcalins existent en général tout formés dans la nature. On prépare artificiellement les autres par voie de double décomposition.

#### SILICIUM.

*ÉTYMOLOGIE.* Le nom de *silicium* vient de *silix* d'où l'on retire le silicium.

*Propriétés physiques.* Le silicium est coloré en brun noirâtre. Il prend, par frottement, l'aspect métallique. Il est infusible et fixe. Sa densité est environ 2. Il est très-mauvais conducteur du calorique et de l'électricité, ce qui tient à son état d'agrégation moléculaire. C'est ainsi, par exemple, que le fer, bon conducteur de la chaleur et de l'électricité, devient mauvais conducteur quand on le réduit en poudre impalpable.

*Propriétés chimiques.* Le silicium ne brûle qu'incomplètement dans l'oxygène. Chauffé avec du carbonate de potasse ou de soude, il s'oxyde complètement : l'acide silicique qui en résulte s'empare de l'alcali employé pour former un silicate soluble. Il est à remarquer que, malgré l'affinité énorme du silicium pour l'oxygène, le chlorate de potasse et le nitre ne l'oxydent qu'incomplètement. Il se combine directement avec l'acide hydrofluorique pour former l'acide fluo-silicique, et il y a en même temps dégagement d'hydrogène.

*Préparation.* On fait arriver sur du potassium des vapeurs de chlorure de silicium ; puis on chauffe le tout légèrement dans un tube de verre soufflé en boule. Pendant la réaction, il se produit du chlorure de potassium soluble et du silicium insoluble dans l'eau. La quantité de silicium qu'on obtient est toujours très-petite.

*Historique.* Le silicium a été découvert par M. Berzélius, après avoir été déjà entrevu en 1807, quelques années avant sa découverte, par MM. Gay-Lussac et Thénard.

*Acide silicique.*

SYNONYMES. *Silice*, terre vitrifiable, terre de caillou, pierre à fusil, *silex*, cristal de roche, grains de sable, *Kieselerde* (allein.).

*Propriétés physiques.* L'acide silicique est un corps solide, insipide et inodore. Préparé artificiellement, il se présente sous la forme d'une poudre fine et légère, semblable à de la farine, douce au toucher et incristallisable. Sa densité est 2,66. Dans la nature, il existe cristallisé en prismes réguliers à six pans, terminé par des pyramides régulières à six faces. Souvent la pyramide est engagée dans le prisme. Ces cristaux offrent des raies transversales. Le temps, élément puissant de la cristallisation comme de la formation des corps, ne coûte rien à la nature ; il est tout pour l'homme. Il faudrait peut-être des siècles pour faire cristalliser la silice préparée dans nos laboratoires, comme nous la trouvons cristallisée dans la nature. L'acide silicique est infusible dans nos forges. On ne peut le fondre qu'au moyen du chalumeau. Il ne se vaporise pas ; il est parfaitement fixe comme l'acide borique. Il est à peu près complètement insoluble dans l'eau ordinaire non alcaline.

*Propriétés chimiques.* L'acide silicique ne rougit pas la teinture de tournesol. C'est un acide très-faible qui neutralise mal les bases. L'acide carbonique lui-même peut le chasser de ses combinaisons. Le potassium ne le décompose que fort incomplètement.

L'acide fluorhydrique l'attaque : il se produit de l'eau et du fluorure de silicium ; et ce dernier composé forme, avec les éléments de l'eau qu'il décompose, de l'acide fluorhydrique et de l'acide silicique.

Les hydracides n'ont aucune action sur l'acide silicique. Les acides borique, phosphorique et arsénique fondus avec l'acide silicique, donnent naissance à une matière vitreuse.

Lorsqu'on fait bouillir l'acide silicique avec une dissolu-

tion de carbonate de potasse, l'acide ne tarde pas à entrer en dissolution, sans que cependant le carbonate de potasse dégage d'acide carbonique. Dans cette expérience, l'acide silicique paraît se combiner avec l'eau et non pas avec l'alcali; car, en saturant celui-ci par un acide, il ne se forme pas de précipité d'acide silicique. Ce n'est qu'à l'aide de la chaleur qu'il se produit de l'acide silicique, d'abord à l'état gélatineux, et enfin après avoir chassé toute l'eau, à l'état de poudre blanche tout à fait insoluble. Ce fait peut servir à expliquer les dépôts de silice que forment les eaux thermales du Geyser en Islande.

*État.* L'acide silicique est un des corps les plus généralement répandus dans la nature. Le quartz, la calcédoine, la pierre à fusil, le silex, les sables, les scories, etc., sont des substances siliceuses. Le cristal de roche est de l'acide silicique pur cristallisé. Les plantes, les cendres des végétaux et des animaux contiennent de la silice. Certaines eaux minérales, les eaux du Geyser en Islande, tiennent de l'acide silicique en dissolution à la faveur d'une certaine quantité d'alcali.

*Préparation.* On peut obtenir l'acide silicique immédiatement par la combustion du silicium avec l'oxygène. Comme pour le bore, il est impossible de brûler ainsi le silicium d'une manière complète; car l'acide silicique qui se produit, recouvre le silicium non brûlé d'une couche de vernis qu'il faut préalablement enlever pour recommencer l'expérience. Voici le procédé ordinairement employé pour préparer l'acide silicique: on chauffe ensemble 2 parties de potasse et 1 partie de sable ou de cailloux: il résulte de cette opération un silicate de potasse soluble (liqueur de cailloux, *liquor silicum*). En versant dans cette liqueur de l'acide chlorhydrique en excès, on obtient un précipité très-épais, gélatineux, qui, séparé du chlorure de potassium et convenablement évaporé, offre l'aspect d'une poudre blanche comme l'amidon. Dans cet état de division extrême, et récemment précipité de ses combinaisons, l'acide silicique est sensiblement soluble dans l'eau.

*Caractères distinctifs.* L'état gélatineux (précipité récent), l'état de poussière blanche légère (après la calcination (1)), l'état de cristallisation (dans la nature), l'insolubilité, la fixité complète, et la propriété de former avec l'acide fluorhydrique du fluorure de silicium, distinguent l'acide silicique de tous les autres corps.

*Composition.* L'acide silicique se compose de silicium et d'oxygène. Ses éléments sont extrêmement stables. 100 parties se composent de

48,04 de silicium,  
51,96 d'oxygène.

Dans un silicate neutre, l'acide contient le tiers de l'oxygène de la base. De là sa formule =  $\text{Si O}^3$ .

*Usages.* L'acide silicique est employé dans la fabrication du verre et des pierres précieuses artificielles.

### *Silicates.*

Les silicates sont fixes et généralement insolubles. Les silicates de potasse et de soude sont seuls solubles. Il n'existe point de silicate d'ammoniaque.

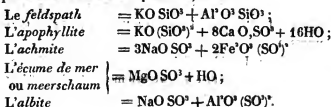
Les silicates solubles donnent avec les acides (acide chlorhydrique) un précipité abondant gélatineux. Ils sont également précipités en blanc par l'eau de chaux, de baryte et de strontiane. Tous les silicates sont décomposés, à chaud, par les carbonates alcalins.

*Préparation et Composition.* On prépare les silicates presque toujours par voie sèche. Dans les silicates naturels et artificiels (scories, faïence, porcelaine, verre, etc.); l'oxygène de la base est ordinairement le  $\frac{1}{3}$ , le  $\frac{1}{4}$ , le  $\frac{1}{6}$  de l'oxygène de l'acide. On regarde comme silicates neutres, ceux dans les-

(1) C'est à tort qu'on cite ces deux états de l'acide silicique, comme des cas d'isomérisie; car, dans le premier état, l'acide est hydraté, tandis que dans le dernier il est anhydre.

quels l'oxygène de la base est le  $\frac{1}{2}$  de l'oxygène de l'acide, ou 17,927.

*État.* Les principaux silicates naturels, constituant des espèces minérales assez répandues, sont :



### Appendice.

L'acide silicique constitue avec l'alumine et quelques autres bases, la *porcelaine*, la *faïence*, la *poterie*, les *tuiles*, les *briques*, etc.

La *porcelaine* se prépare avec une espèce d'argile blanche, très-pure (argile kaolin), contenant des proportions convenables de silice et d'alumine. La plupart des terres à porcelaine renferment une certaine quantité de potasse ; celle de Saint-Yrieux, près Limoges, avec laquelle on fabrique la porcelaine de Sèvres, en contient 2, 5 pour cent. Les terres riches en alcalis (silicates d'alumine et de potasse), peuvent être immédiatement travaillées, sans addition d'aucune autre substance. D'autres moins riches, doivent être préalablement mêlées avec une sorte de fondant alcalin. La roche feldspathique (silicate de potasse et d'alumine) est le fondant le plus ordinaire. C'est ainsi qu'on ajoute du feldspath à la terre de Mor près Halle, avec laquelle on fabrique la porcelaine de Berlin, et à la terre de Aue, près Schneeberg (Saxe), qui sert à la fabrication de la porcelaine de Misnie. La première espèce contient environ 0,45 de potasse, et la dernière en renferme à peine quelques traces.

On fait cuire la pâte et on la recouvre d'un vernis qui, par l'action du feu, pénètre à quelque profondeur dans la masse.

Ce vernis se prépare avec du feldspath et du quartz finement pulvérisés.

Dans l'ancienne porcelaine de Sèvres, et dans la porcelaine dite anglaise (*porcelaine tendre*), la soude remplace la potasse (silicate d'alumine et de soude). Dans la porcelaine de Piémont, c'est la magnésie qui remplace, en grande partie, la soude ou la potasse.

La *faïence fine* (*Steingut*) ressemble beaucoup à la porcelaine dont elle a presque la composition. Elle n'en diffère qu'en ce qu'elle est faite avec une argile moins pure et souvent mêlée d'oxyde de fer, isomorphe avec l'alumine.

La *faïence commune* est faite avec une argile impure. Elle happe légèrement à la langue, ce qui tient à ce que l'argile a été mal cuite. Son vernis est fait avec un mélange de potasse, d'oxyde de plomb et de silice. C'est un véritable verre de plomb qu'on rend opaque, par l'addition de l'oxyde de zinc, afin de masquer la couleur jaunâtre de la faïence.

La *poterie* ne diffère de la faïence qu'en ce qu'elle a été faite avec une argile ferrugineuse, de plus mauvaise qualité encore que celle qui entre dans la composition de la faïence. La pâte est rouge et poreuse. On enduit les vases de poterie d'un vernis plombifère, pour empêcher l'eau d'en traverser les pores. On les colore en vert, en rouge, en bleu, etc., par différents oxydes métalliques.

Les *tuiles*, les *briques*, les *carreaux*, etc. sont faits avec l'argile la plus commune, mêlée d'oxyde de fer qui la colore en rouge, plus de carbonate de chaux, de magnésie, de silice, de houille, de terre végétale, etc.

### *Verres.*

Le verre ordinaire est un silicate de soude ou de potasse, auquel se trouvent mêlés, accidentellement ou à dessein, des silicates de chaux, de magnésie, d'alumine, de fer, de manganèse et de plomb.

On prépare le verre en faisant fondre le carbonate de potasse ou de soude avec un excès de sable blanc (acide silicique). Les verres ne peuvent pas être considérés comme des silicates à proportions rigoureuses et définies. Car, l'oxygène de l'acide est à celui de la base, tantôt comme 4 : 1, tantôt comme 6 : 1; d'un autre côté, les proportions des matières étrangères, qui entrent dans les verres, sont très-variables.

Voici la composition des verres blancs les plus estimés :

|                | <i>Verres de Nemours,</i> | <i>de Bohême,</i> | <i>de Venise.</i> |
|----------------|---------------------------|-------------------|-------------------|
| Silice         | 72,0                      | 71,7              | 68,6              |
| Chaux          | 6,4                       | 10,3              | 11,0              |
| Potasse        | 0,0                       | 12,7              | 6,9               |
| Soude          | 17,0                      | 2,5               | 8,1               |
| Magnésie       | 2,6                       | 0,0               | 2,1               |
| Alumine        | 0,0                       | 0,4               | 1,2               |
| Oxyde de fer   | 1,1                       | 0,3               | 0,2               |
| — de manganèse | 0,0                       | 0,0               | 0,0               |
| — de plomb     | 0,0                       | 0,0               | 0,0               |

*Verre de vitres.* On fabrique ce verre en faisant fondre ensemble un mélange de 100 parties de quartz en poudre, 35 à 40 p. de craie, 30 à 35 p. de carbonate de soude, et 180 p. de fragments de verre.

La potasse donne un verre plus blanc et plus dur que la soude. La soude donne un verre d'apparence verdâtre ou bleuâtre. L'oxyde de plomb, en proportion convenable, communique au verre une grande beauté; il entre, avec la potasse, dans la composition du verre de cristal.

*Préparation du cristal anglais (Flintglass).* Faites fondre : sable blanc, 120 parties; potasse purifiée, 40 p.; litharge, 35 p.; salpêtre, 12 p. Ce verre, à cause de la présence du plomb, est beaucoup plus pesant que le verre ordinaire. Le *flintglass* est employé dans la fabrication des instruments d'optique.

Le *strass* est un verre de plomb, semblable au flintglass, avec la différence qu'il est coloré par certains oxydes métalliques. Ainsi, par exemple, il est coloré en *bleu* par l'*oxyde de cobalt*, en *vert* par l'*oxyde de cuivre*, en *violet* par l'*oxyde de manganèse*, en *rouge-rubis* par le *pourpre de Cassius* (oxyde d'or). La coloration des verres par les oxydes métalliques, est devenue une véritable branche d'industrie; elle constitue la fabrication des pierres précieuses artificielles. L'*émail coloré* n'est autre chose qu'un verre de plomb (cristal), rendu opaque par l'oxyde de zinc, et diversement colorés par certains oxydes métalliques. Le *verre laiteux* (*Milchglass*) est le produit de la fusion d'une masse vitreuse avec des cendres d'os (phosphate de chaux). Dans la fabrication du verre, on se sert souvent, à la place du carbonate de potasse ou de soude, du sulfate de ces bases. Alors l'acide silicique déplace l'acide sulfurique à une température élevée. Le déplacement est hâté par une addition de poussière de charbon : il se dégage de l'acide sulfureux, mêlé d'acide carbonique. C'est ainsi qu'un mélange fait avec 1 partie de quartz,  $\frac{4}{5}$  p. de sel de Glauber (sulfate de soude),  $\frac{1}{5}$  p. de chaux, et  $\frac{1}{10}$  de charbon, peut servir à la fabrication du verre ordinaire.

Il est très-difficile d'obtenir du verre parfaitement incolore. La présence d'une certaine quantité de protoxyde de fer isomorphe avec la chaux, la magnésie, etc., donne presque toujours au verre une légère nuance de coloration. Pour obvier à cet inconvénient, on ajoute à la masse vitreuse du peroxyde de manganèse. Par ce moyen, le protoxyde de fer est changé en peroxyde qui ne produit presque aucune coloration, tandis que le peroxyde de manganèse est réduit à l'état de protoxyde (oxydule) qui donne également des verres incolores. L'addition du nitre remplit le même but.

Un verre est de bonne qualité et propre aux opérations chimiques, lorsque les acides bouillants ne l'attaquent point et qu'il n'est pas sujet à se fêler par un changement brusque de



température. Cette dernière propriété, très-précieuse du reste, le verre l'acquiert lorsque, après l'avoir travaillé, on a soin de le refroidir lentement et avec précaution.

*Verre hydrique (Wasserglas).* Ce verre ressemble tout à fait au verre ordinaire; mais il a la propriété de se dissoudre dans l'eau bouillante. On l'obtient en faisant fondre ensemble, pendant six heures, 10 p. de carbonate de potasse, 15 p. de quartz pulvérisé, et 1 p. de poussière de charbon. On ajoute le charbon afin de décomposer l'acide carbonique de l'alcali avec lequel l'acide silicique doit s'unir. Le produit est une masse vitreuse attirant l'humidité de l'air, mais non déliquescence. Cette masse se dissout dans l'eau, et la dissolution peut être évaporée jusqu'à consistance sirupeuse. Séchée à une douce chaleur, cette masse est vitreuse, transparente, moins dure que le verre et inaltérable à l'air. M. Fuchs, chimiste allemand distingué, a proposé l'emploi du *wasserglas* pour garantir les étoffes et le bois contre l'action de la flamme, dans les cas d'incendie. A cet effet, on les recouvre d'une dissolution de *wasserglas*, à laquelle on ajoute de la craie, du verre pilé et d'autres corps qui résistent à la flamme. Ce badigeonnage ressemble à un badigeonnage à l'huile. En ajoutant à la dissolution du *wasserglas* de la litharge, on obtient une masse éminemment propre à badigeonner des tapisseries, des décorations de théâtre, etc.; ces tapisseries se laissent dérouler sans que la couche vitreuse se brise. Le bois qu'on a recouvert d'une couche de *wasserglas* se charbonne au feu sans se consumer.

La *peinture sur verre* consiste dans l'emploi de couleurs faites avec des verres colorés très-fusibles, réduits en poudre fine et tenus en suspension dans de l'eau. On chauffe ensuite avec précaution les vitres ordinaires ainsi peintes, de manière que les verres colorés entrent seuls en fusion.

## TITANE.

**ÉTymOLOGIE.** Ce nom rappelle celui des Titans, ouvriers de Vulcain, travaillant dans les forges de l'Etna. Ce corps a été ainsi appelé parce qu'on le rencontre dans les scories des hauts fourneaux. On l'appelle quelquefois *ménakine*, de l'espèce minérale *ménakite*.

**Propriétés physiques.** Le titane qu'on trouve dans les scories des hauts fourneaux est cristallisé en petits grains cubiques brillants, d'un rouge de cuivre légèrement jaunâtre; ses grains sont si durs qu'ils rayent le cristal de roche. Il est facile à réduire en poudre. Son poids spécifique est 5,3. Il est complètement infusible. Le titane obtenu par la réduction du chlorure de titane au moyen de l'ammoniaque, est pulvérulent, noir, et prend, par le frottement, l'éclat du cuivre. Il s'enflamme dans l'air en s'oxydant (*H. Rose*).

**Propriétés chimiques.** Le titane, provenant des scories de forges, n'est attaqué par aucun acide; il ne se dissout pas même dans l'eau régale. Il ne se dissout que dans un mélange d'acide azotique et d'acide fluorhydrique (espèce d'eau régale). Le titane obtenu par le procédé indiqué par *H. Rose*, est, au contraire, soluble dans l'eau régale. Il ne se combine pas directement avec l'oxygène. On l'oxyde en le calcinant avec du nitre. Le chlore peut se combiner directement avec le titane à une certaine température; la combinaison a lieu avec flamme. Le soufre ne se combine pas avec lui directement. On n'est parvenu jusqu'ici à combiner le titane avec aucun métal.

**État.** Les principaux minéraux titanifères sont:

1° Le *rutile* (*peroxyde de titane*, *schorl rouge*). On rencontre cette espèce minérale à Moutiers (Savoie), cristallisée en aiguilles fasciculées, tantôt d'un rouge hyacinthe, tantôt d'un jaune paille. Sa poussière est d'un rouge grenade; c'est du peroxyde de titane mêlé à des traces d'oxyde de fer, d'oxyde de manganèse et quelquefois d'oxyde d'étain.

2° *L'anatase (oisanite)*. Ce minéral est très-rare ; on le rencontre aux environs de Bourg-d'Oisans (Isère), disséminé dans des roches primitives. Il est en cristaux octaédriques transparents, nuancés d'un bleu d'indigo, d'un brun rougeâtre ou jaunâtre et rayant le verre. C'est un mélange de protoxyde et de peroxyde de titane.

3° *Le Polygmite*. Ce minéral se rencontre à Friderikshorn (Norwège), où il existe dans une siénite (granite). Il est noir, opaque et en cristaux prismatiques. Il se compose d'acide titanique mêlé à de la zircone, de l'yttria, de la chaux, de l'oxyde de cuivre, de l'oxyde de fer et de l'oxyde de manganèse.

4° *Le sphène (titanite, silico-titanate de chaux)*. On le rencontre en beaucoup d'endroits, disséminé sous forme de petits grains jaunâtres ou blanchâtres, dans des roches primitives. Il se compose de chaux, de silice et d'acide titanique.

On trouve le titane dans les scories des hauts fourneaux, principalement de ceux qui ont été alimentés par les minerais des houillères. Il y a longtemps que l'on avait désigné ces cristaux de titane sous le nom de *pyrites des fourneaux*, analysés, pour la première fois, par Wollaston.

*Extraction.* Pour avoir du titane pur, on l'extrait le plus commodément des pyrites des hauts fourneaux où il existe à l'état métallique, avec de la fonte douce affinée et des silicates attaquables par les acides. A cet effet, on concasse les scories et on les traite par l'acide chlorhydrique. Si le résidu contient de la silice (à l'état gélatineux), on l'enlève au moyen de la potasse qui la dissout. Les portions insolubles constituent le titane pur et cristallisé.

*Historique.* Grégor découvrit, en 1791, un nouveau métal (ménakane) dans un minéral appelé *ménakanite*. Quelque temps après (en 1794), Klaproth trouva ce même métal dans le *rutile*, et lui donna le nom qu'il porte aujourd'hui. Plus tard, Wollaston fit connaître la nature des pyrites des hauts fourneaux en démontrant que ce qu'on avait pris jusqu'alors pour du cuivre, était du titane.

*Chlorure de titane.*

Il est probable qu'il existe au moins autant de degrés de chloruration du titane qu'il y a de degrés d'oxydation. D'ailleurs, le titane a plus d'affinité pour le chlore que pour l'oxygène, avec lequel il n'est pas susceptible de se combiner directement.

*Chlorure de titane.* Il est liquide, incolore, fumant à l'air; il bout un peu au-dessus de 100°. Il est éminemment stable, car, on peut le distiller sur du potassium sans le décomposer. L'eau le décompose en acide chlorhydrique et en peroxyde de titane. Comme le chlorure de titane ne dissout pas le chlorure de fer, sur lequel il surnage, on peut s'en servir pour séparer le titane du fer qui accompagne le dernier presque dans tous ses minerais (Dumas).

*Composition.*  $\text{Ti Cl}_3$ .

On l'obtient en faisant passer, sur de l'oxyde de titane mélangé avec du charbon, un courant de gaz chlore.

Le chlorure de titane se combine avec les chlorures alcalins pour former des chlorosels (*chlorotitanates*).

Le fluor, et probablement le brome et l'iode se comportent comme le chlore.

*Oxydes.*

On connaît deux oxydes de titane :

1° Le *protoxyde* (*oxyde noir*) est pulvérulent et d'un noir luisant, à l'état anhydre. A l'état d'hydrate, il est gélatineux et d'un très-beau bleu. Dans cet état, il absorbe promptement l'oxygène de l'air pour se changer en peroxyde blanc. C'est un des meilleurs désoxydants, et il peut, sous ce rapport, être placé à côté des acides sulfureux et hypophosphoreux. Il est infusible et fixe. On ignore sa composition exacte, parce qu'il est toujours accompagné d'une certaine quantité de peroxyde dont il est presque impossible de le débarrasser. On l'obtient en chauffant du peroxyde dans un creuset brasqué.

2° Le *peroxyde* (acide titanique) est plus intéressant que le précédent. Il se présente, quand il est pur, sous forme de poudre blanche, insipide et inodore, qui devient jaune pendant l'action de la chaleur. Il rougit la teinture de tournesol. Il est insoluble dans l'eau, fixe et inaltérable au feu. Il ne se réduit pas complètement par le charbon aidé de l'action de la chaleur. Il se dissout dans les acides forts; mais ces dissolutions laissent, à la température de l'ébullition, déposer l'acide titanique. L'acide titanique calciné est complètement insoluble dans les acides. Il se dissout dans les alcalis, avec lesquels il forme des titanates. L'acide titanique est, d'après Mitscherlich, isomorphe avec l'acide stannique (peroxyde d'étain).

Sa composition est :  $\text{Ti O}^2 = 303,266 \text{ (Ti)}$   
 $\quad\quad\quad 200 \quad\quad\quad (\text{O}^2)$

$503,266 = \text{Ti O}^2 \text{ (H. Rose).}$

Les oxydes de titane donnent, avec le borax ou la soude, des verres diversement colorés. Lorsqu'on ajoute à ces oxydes des traces de fer, on obtient, avec le borax et le sel de phosphore, des verres rouges, comme ceux du tungstène ferrugineux. Avec le borax et le sel de phosphore, l'acide titanique donne, à la flamme extérieure du chalumeau, un verre incolore qui, chauffé à la flamme intérieure, devient d'un beau violet-améthyste. Le protoxyde produit une belle coloration bleue.

#### *Sels (oxysels et chlorosels).*

Ils sont jaunâtres ou incolores.

1° Les alcalis et les carbonates alcalins les précipitent en blanc.

2° Les sulfures alcalins y produisent également un précipité blanc qui se colore en vert grisâtre, si le titane contient du fer.

3° L'acide sulfhydrique ne les trouble pas.

4° Les sulfates alcalins ne les précipitent qu'autant que le titane est zirconifère.

5° Le cyanoferrure de potassium les précipite en *rouge brun*. Le précipité est *vert* si le titane contient du fer. C'est une belle couleur verte que les peintres peuvent employer avec avantage.

6° La noix de galle y produit un précipité épais, ayant l'aspect *du sang caillé*.

7° L'étain, le zinc et le fer précipitent le titane à l'état d'oxyde de couleur *pourpre foncé*.

La dissolution dans laquelle on plonge ces métaux, se colore en *bleu*.

#### *Sels de protoxyde de titane.*

Ils sont colorés en rouge vineux, s'ils sont acides. En y ajoutant de l'ammoniaque, ils deviennent d'un très-beau bleu, et ressemblent aux sels de cuivre ammoniacaux.

1° L'acide azotique les décolore immédiatement.

2° Les alcalis et les carbonates alcalins y forment des précipités d'un *bleu très-intense*.

3° Le cyanoferrure de potassium les précipite en *jaune cannelle*.

#### *Titanates.*

Ils peuvent être neutres ou acides. Dans les titanates neutres, l'oxygène de l'acide est le double de l'oxygène de la base (H. Rose).

Les acides sulfurique, phosphorique et arsénique les précipitent en blanc, et le précipité est soluble dans un excès d'acide. Les acides nitrique, acétique et succinique n'y produisent pas de trouble.

## TANTALE.

SYNONYME. *Columbium*.

ÉTYMOLOGIE. On a donné à ce corps le nom de *tantale*, parce qu'il refuse de se combiner avec les acides.

*Propriétés physiques et chimiques.* On n'a pas encore obtenu le tantale en masses compactes ; car il est infusible et ses oxydes ne sont pas réductibles par les moyens ordinaires. Obtenu , en traitant par le potassium du chlorure de tantale bien sec , le tantale se présente sous la forme d'une poudre noire qui prend un éclat gris de fer, sous le brunissoir. Chauffé au contact de l'air, il prend feu et brûle avec éclat, en se changeant en acide tantalique. Il détonne avec le nitre. Aucun acide ne l'attaque , excepté l'acide fluorhydrique. Un mélange d'acide fluorhydrique et d'acide azotique est son meilleur dissolvant. Les alcalis et les carbonates alcalins ne l'attaquent que *par voie sèche*, en produisant de l'acide tantalique. On est parvenu à le combiner avec le fer et le manganèse. Il brûle avec un vif éclat dans le chlore et dans les vapeurs de soufre , en se convertissant en chlorure ou en sulfure.

*État.* Les minéraux tantalifères sont extrêmement rares et ont été longtemps confondus avec les minéraux d'oxyde d'étain. On les rencontre, sous forme de grains, disséminés dans des roches primitives, en Bavière, en Suède et aux États-Unis.

*Extraction.* « On chauffe le tantalite porphyrisé avec huit fois son poids de sulfate acide de potasse au creuset de platine, jusqu'à ce que le tout forme une masse homogène bien liquide ; puis il faut broyer cette masse et la faire bouillir avec de l'eau. Les sulfates de potasse, de fer et de manganèse se dissolvent, et l'acide tantalique reste souillé d'une petite quantité de ces deux métaux, et souvent d'un peu d'étain et de tungstène.

Pour le purifier , on le fait digérer avec de l'hydrosulfate

d'ammoniaque (sulfure d'ammonium) et on le lave. L'étain et le tungstène se dissolvent et le fer se change en sulfure. On fait bouillir le résidu avec de l'acide chlorhydrique, et l'acide tantalique reste pur ou ne retient qu'une trace d'oxyde de manganèse qu'on lui enlèverait probablement au moyen de l'acide sulfureux (Berthier). »

*Historique.* Hatchett découvrit en 1803, dans un minéral de la province de Massachussets, un nouveau métal qu'il appela *columbium*. Presque en même temps, Ekeberg découvrit dans plusieurs minéraux de Suède, un métal auquel il donna le nom de *tantale*. Ce n'est qu'en 1809 que Wollaston constata l'identité de ces deux métaux; et le nom de tantale a généralement prévalu.

### *Oxydes.*

On connaît deux degrés d'oxydation du tantale :

1° Le *protoxyde*, obtenu en chauffant de l'acide tantalique avec du charbon, est d'un gris foncé, assez dur pour rayer le verre. Chauffé au contact de l'air, il se transforme en partie en peroxyde (acide tantalique). Aucun acide ne l'attaque, pas même l'acide nitro-fluorique.

*Composition.* La quantité de tantale qui se combine avec 100 d'oxygène est :

1153,715 (Ta)

100, (O)

1253,715 = 1 équiv. de protoxyde de tantale (TO).

2° L'*acide tantalique* se présente sous forme de poudre blanche, insipide, inodore et complètement infusible. Le charbon le ramène à l'état de protoxyde, mêlé d'un peu de tantale. A l'état *anhydre*, il n'est attaqué par aucun acide. Chauffé avec les carbonates alcalins (carbonates de potasse ou soude), il chasse l'acide carbonique et forme des combinaisons (*tantalates*), solubles dans l'eau. A l'état d'*hydrate*, il



est d'un blanc de neige, insoluble dans l'eau, et rougissant faiblement la teinture de tournesol. Il ne se dissout dans aucun acide, excepté dans l'acide fluorhydrique. La crème de tartre en dissout un peu, et forme une espèce d'émétique, dans laquelle cet acide remplace l'oxyde d'antimoine. L'oxalate acide de potasse le dissout facilement. On l'obtient en chauffant le protoxyde avec de l'azotate de potasse.

|                     |                                    |
|---------------------|------------------------------------|
| <i>Composition.</i> | 1153,715 (Ta)                      |
|                     | 150 (O <sub>2</sub> )              |
|                     | <hr/>                              |
|                     | 1303,715 = TaO <sup>3</sup> (Ta'O) |

*Sels de tantale.*

Le protoxyde de tantale ne forme pas de véritables sels. Il ne peut donc pas être considéré comme une base.

*Tantalates.* Ces sels sont mal caractérisés. Il n'y a guère de solubles que ceux de potasse et de soude; encore ne le sont-ils qu'à la faveur d'un excès d'alcali. Le *tantalate de potasse* cristallise en paillettes brillantes, nacrées, qui ressemblent à de l'acide borique.

## QUATRIÈME FAMILLE.

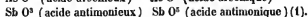
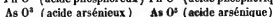
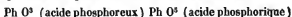
PHOSPHACÉS (*Phosphacea*).

Cette famille comprend le *phosphore*, l'*arsenic* et l'*antimoine*. Voici les points d'analogie qui peuvent être invoqués en faveur de l'établissement de la famille des phosphacés.

1° L'équivalent du phosphore, celui de l'arsenic et celui de l'antimoine sont représentés chacun par 2 atomes :



2° Le phosphore, l'arsenic et l'antimoine peuvent, au contact de l'oxygène, donner naissance à des composés solides, ayant tous la même composition en équivalents. En voici les formules :



3° Les acides phosphoreux et phosphorique sont respectivement isomorphes avec les acides arsénieux et arsénique. L'acide arsénieux peut se substituer à l'acide phosphoreux (dans les phosphites), et l'acide phosphorique à l'acide arsénique (dans les arséniates), et *vice versa*, sans troubler la forme ni le type du composé.

4° L'acide antimonieux ( $\text{Sb O}^3$ ) se combine avec les bases alcalines. L'émétique est de la crème de tartre (bitartrate de potasse), dans laquelle 1 équiv. d'acide antimonieux a remplacé 1 équiv. d'acide tartrique.

L'acide arsénieux ( $\text{As O}^3$ ) est isomorphe avec l'acide antimonieux. Comme celui-ci, il forme avec le bitartrate de potasse une espèce d'émétique, analogue à l'émétique antimoniale.

5° Les arsénates et les arsénites cristallisent absolument de la même manière que les phosphates et les phosphites, et ils s'accompagnent presque toujours dans la nature. Partout où l'on trouve un phosphate, on est presque sûr d'avance de rencontrer un arséniate de la même base.

6° Les arsénates, les phosphates et les antimonates varient singulièrement de composition, suivant le nombre d'équivalents d'eau qu'ils peuvent renfermer. Ils ont tous une grande tendance à devenir basiques.

(1) L'acide antimonieux et l'acide antimonique sont généralement appelés, le premier, *oxyde d'antimoine*, et le dernier, *acide antimonieux*.

7° Les arsénates insolubles, de même que les phosphates, sont solubles dans un excès de leur propre acide.

8° Le phosphore, l'arsenic et l'antimoine forment, avec l'hydrogène, des composés gazeux indifférents, qui sont tous très-inflammables. Ils ont tous une composition analogue, et peuvent se remplacer équivalent pour équivalent. En voici les formules :

|                   |                 |                   |
|-------------------|-----------------|-------------------|
| Ph H <sup>3</sup> | correspondant à | Ph O <sup>3</sup> |
| As H <sup>3</sup> | —————           | As O <sup>3</sup> |
| Sb H <sup>3</sup> | —————           | Sb O <sup>3</sup> |

9° L'arsenic et l'antimoine se combinent avec le soufre en un grand nombre de proportions. Plusieurs de ces sulfures sont isomorphes et s'accompagnent presque constamment dans la nature.

10° Le phosphore, l'arsenic et l'antimoine sont volatils. Ce dernier l'est moins que les deux premiers. Leurs vapeurs sont incolores (en vases clos) ; elles s'oxydent rapidement à l'air, en donnant naissance à des fumées blanches acides, et en répandant des odeurs particulières caractéristiques.

#### PHOSPHORE.

ÉTYMOLOGIE. Le nom de *phosphore* vient du grec *phôs*, lumière, et de *phôrô*, porteur.

*Propriétés physiques.* Le phosphore est un corps solide, d'une odeur et d'une saveur alliées. Il est transparent quand il est pur et récemment préparé. Au bout d'un certain temps il perd sa transparence, prend une couleur jaunâtre et se recouvre d'une matière blanche qui a été regardée à tort comme un oxyde hydraté (1). Fondu et refroidi brusquement, il devient noir (Thenard). On peut le courber en tout sens comme de la cire. Il est cassant à une température basse. Sa densité est 1,77. Il fond à 45° de température, et bout vers 280°. On le distille facilement vers 300°. La densité de sa vapeur est 4,35. Les vapeurs du phosphore sont incolores comme celles de l'arsenic à l'abri du contact de l'air ; elles s'enflamme-

---

(1) Cette matière blanche est un hydrate de phosphore, composé de 4 équivalents de phosphore et de 1 équiv. d'eau (Pelouze).

raient à l'air. Le phosphore brûle, avec une belle flamme jaune très-intense. Il peut prendre flamme par le simple frottement, ou par une légère élévation de température. Le phosphore est insoluble dans l'eau, soluble dans le sulfide de carbone, dans l'huile de naphte, dans l'éther et dans les huiles grasses où il cristallise quelquefois en dodécaèdres rhomboïdaux.

*Propriétés chimiques.* Le phosphore se combine directement avec l'oxygène et donne naissance à trois composés acides et à un composé indifférent. Au contact de l'air et à la température ordinaire, il répand de légères vapeurs blanches, absorbe de l'oxygène et donne un mélange d'acide phosphoreux et d'acide phosphorique. Au contact du feu ou par l'effet du frottement, il s'enflamme et répand des vapeurs blanches très-épaisses d'acide phosphorique. La flamme du phosphore, à la température ordinaire (phosphorescence), n'est visible que dans l'obscurité; car, pendant le jour, elle est masquée par la lumière du soleil, qui est au moins 100,000 fois plus forte qu'elle. Le phosphore se combine directement avec un certain nombre de métaux pour former des phosphures. L'argent absorbe, à une température élevée, une très-grande quantité de phosphore, qu'il abandonne brusquement à une température plus basse. Ce métal présente le même phénomène avec l'oxygène. Le chlore, le brome, l'iode se combinent directement avec le phosphore. Les phosphures qui en résultent décomposent l'eau à froid, en donnant naissance à un hydracide (acide chlorhydrique, acide bromhydrique, etc.), et à de l'acide hypophosphoreux.

*Caractères distinctifs.* Les vapeurs acides que le phosphore répand à l'air, avec accompagnement de lumière visible dans l'obscurité, distinguent suffisamment ce corps de tous les autres. Bien que le phosphore soit très-avide d'oxygène, il n'en absorbe pas du tout dans une atmosphère d'oxygène pur; mais dès que l'oxygène se trouve mêlé avec de l'azote ou avec de l'hydrogène, le phosphore s'oxyde rapidement. L'azote et

l'hydrogène agissent ici en diminuant la pression ; car , sous une pression trop forte , le phosphore n'absorbe point d'oxygène.

*État.* Le phosphore existe, à l'état de liberté, dans le cerveau des mammifères , et particulièrement dans celui de l'homme ; dans l'albumine et dans la fibrine du sang ; dans la laitance des carpes , des harengs, etc. A l'état de combinaison avec l'ammoniaque ou avec la chaux (phosphate d'ammoniaque et de chaux), il se rencontre dans les urines , dans les os. Il existe encore , dans certains minéraux , à l'état de phosphate de fer et de phosphate de plomb. Mais c'est surtout à l'état de phosphate de chaux que le phosphore est le plus généralement répandu dans la nature.

*Préparation.* Si l'acide phosphorique n'était pas volatil , on pourrait préparer le phosphore en chauffant l'acide phosphorique avec de la poussière de charbon. Mais comme cet acide est volatil , on agit sur l'acide phosphorique , fixé en excès , dans une base comme la chaux , l'oxyde de plomb.

*Procédé employé :* On brûle les os afin d'en carboniser les parties organiques (gélatine) , pour n'agir ensuite que sur la partie terreuse (phosphate et carbonate de chaux). On les réduit en poudre très-fine , à laquelle on ajoute de l'eau , de manière à en faire un bouillie très-claire ; puis on y verse peu à peu presque autant d'acide sulfurique en poids qu'on a employé de poudre d'os calcinés , et on agite le mélange avec une tige de verre. On obtient ainsi un magma très-épais , après une effervescence considérable due au dégagement de l'acide carbonique provenant de la décomposition du carbonate de chaux avec lequel le phosphate de chaux se trouve toujours mêlé dans les os. L'acide sulfurique qu'on y ajoute est destiné à enlever une portion de chaux à l'acide phosphorique , et à transformer le phosphate neutre de chaux insoluble , en phosphate acide qui est soluble. En lavant la masse avec de l'eau bouillante , on obtient du phosphate acide de chaux qui passe et du sulfate de chaux qui reste sur le filtre. Pour enle-

ver tout le sulfate de chaux, il est convenable d'évaporer, à différentes reprises, les eaux de lavage, jusqu'à consistance sirupeuse, et de filtrer de nouveau le résidu avec de l'eau bouillante. Enfin, après avoir mêlé le résidu de la dernière évaporation avec le quart de son poids de charbon pulvérisé, on l'introduit dans une cornue de grès, placée sur un fourneau à réverbère et à laquelle on adapte une allonge en cuivre; cette allonge vient se rendre au fond d'un grand vase à moitié rempli d'eau. Toutes les jointures étant bien lutées et le lut bien sec, on fait du feu sous la cornue graduellement et en mettant deux heures environ pour porter la température jusqu'au rouge. Pendant cette opération, il se dégage d'abord de l'acide carbonique, de l'oxyde de carbone, des carbures d'hydrogène, et ce n'est qu'au bout de quatre heures que le phosphore commence à se dégager. Ce dégagement continue durant environ 24 à 30 heures. Pendant que le phosphore est encore liquide sous l'eau, on l'aspire avec beaucoup de précaution dans des tubes de verre où il finit par se refroidir. Le phosphore, ainsi préparé, est livré au commerce sous forme de bâtons cylindriques plus ou moins transparents. Pour avoir du phosphore pur, il faut distiller le phosphore du commerce, à différentes reprises, en n'employant chaque fois qu'une quantité assez petite. Dans toutes ces opérations, il faut soigneusement éviter le contact de l'air.

*Formule* du phosphore = Ph ou Ph<sup>3</sup> (atomes) = 392,290.

*Usages.* Le phosphore est employé dans l'analyse de l'air atmosphérique et pour faire des briquets phosphoriques. Le phosphore est un excitant de l'appareil génital. A dose élevée, il agit comme poison.

*Historique.* Le phosphore a été découvert vers la fin du XVII<sup>e</sup> siècle, par Brandt et Kunkel, dans l'urine de l'homme.

## COMPOSÉS OXYGÈNES DU PHOSPHORE.

*Oxyde de phosphore.*SYNONYME. *Oxyde rouge de phosphore.*

Quand on conserve le phosphore sous l'eau et *dans l'obscurité*, il se recouvre d'une croûte *blanche*, qui a été pendant longtemps considérée comme une combinaison d'eau avec le phosphore (*hydrate de phosphore*). Ce prétendu hydrate n'est que du phosphore dans un état d'agrégation particulier, rappelant les divers états d'agrégation moléculaire que peut offrir l'arsenic (H. Rose).

Quand on conserve le phosphore sous l'eau et au *contact de la lumière du soleil*, il se recouvre d'une croûte *rouge*, qui est une véritable combinaison d'oxygène avec le phosphore (*oxyde de phosphore*).

*Propriétés physiques.* L'oxyde de phosphore est rouge, inodore, insipide, insoluble dans l'eau, dans l'alcool et l'éther.

*Propriétés chimiques.* Il ne luit pas, comme le phosphore, dans l'obscurité. Il supporte une très-haute température. Il brûle avec une flamme jaune, et se transforme en acide phosphorique.

L'acide nitrique, le chlore humide, etc., le transforment en acide phosphorique.

*Préparation.* Lorsqu'on fait arriver de l'oxygène dans de l'eau bouillante contenant du phosphore fondu, il se produit de l'acide phosphorique soluble et de l'oxyde de phosphore insoluble dans l'eau. Cet oxyde se produit du reste sous forme de petites taches rouges, chaque fois qu'on brûle du phosphore à l'air.

Les briquets dits *phosphoriques* contiennent un mélange d'oxyde phosphore, de phosphore très-divisé et de magnésie.

*Composition.* La formule de l'oxyde de phosphore est  $\text{Ph}^{\text{O}}$  (Liebig).

*Acide hypophosphoreux.*

Stk. *Unterphosphorige-säure* (allemand.).

*Propriétés physiques.* L'acide hypophosphoreux présente l'aspect d'un liquide visqueux, inodore et d'une saveur franchement acide. On ne l'a pas encore obtenu cristallisé.

*Propriétés chimiques.* L'acide hypophosphoreux rougit la teinture de tournesol et forme avec les oxy-bases des hypophosphites solubles.

Chauffé dans une fiole avec un peu d'eau, il donne naissance à de l'hydrogène phosphoré spontanément inflammable, et brûlant avec beaucoup d'éclat.

L'acide nitrique, le chlore, le peroxyde de mercure, agissent sur l'acide hypophosphoreux, comme sur l'acide phosphoreux. Exposé à l'air, il se transforme peu à peu en acide phosphorique.

*Caractères distinctifs.* Il ne précipite pas l'eau de baryte. Il précipite en noir l'azotate d'argent. Le précipité, chauffé avec du charbon, donne du phosphore.

*Préparation.* On met dans l'eau du phosphure de baryum : l'eau se décompose, et elle forme, aux dépens de ses éléments, de l'hydrogène phosphoré qui se dégage, du phosphate insoluble et de l'hypophosphite de baryte soluble. En traitant ensuite l'hypophosphite de baryte par l'acide sulfurique, on sépare la baryte à l'état de sulfate insoluble ; et l'acide hypophosphoreux reste en dissolution.

*Composition.* Sa formule est  $\text{Ph}^{\cdot} \text{O}^{\frac{2}{3}} = \text{Ph}^{\cdot} \text{O}^{\frac{2}{3}}$ .

*Historique.* L'acide hypophosphoreux a été découvert par Dulong.

*Hypo-phosphites.*

Ils sont tous très-solubles dans l'eau. Mis sur les charbons incandescents, ils brûlent avec une belle flamme jaune, ré-



pandent une odeur de phosphore, et se convertissent partiellement en phosphates neutres. Chauffés dans l'eau, ils donnent, pour la plupart, de l'hydrogène phosphoré spontanément inflammable à l'air. Ils décolorent, comme les phosphites, le sulfate rouge de manganèse.

On ne connaît pas exactement leur composition. En général, ces sels ont été, jusqu'ici, fort peu examinés.

### *Acide phosphoreux.*

Syn. *Acide hypophosphorique, acide phosphatique* (de quelques chimistes).

*Propriétés physiques.* L'acide phosphoreux est solide, blanc, d'une odeur alliée et d'une saveur acide. Il attire l'humidité de l'air et finit par s'y transformer en acide phosphorique, en absorbant une plus grande quantité d'oxygène. Dissous dans l'eau, il est susceptible de cristalliser en parallélipèdes transparents.

*Propriétés chimiques.* L'acide phosphoreux rougit la teinture de tournesol. Uni aux oxy-bases, il forme des phosphites dont plusieurs sont insolubles. Versé dans l'eau de baryte, il produit un précipité blanc de phosphite de baryte. Comme tous les acides qui peuvent se suroxyder, il décolore le sulfate rouge de manganèse. L'acide phosphoreux, chauffé dans l'eau, se décompose. Il se produit de l'hydrogène phosphoré spontanément inflammable, et de l'acide phosphorique. L'acide nitrique le change en acide phosphorique. Le chlore humide le transforme également en acide phosphorique, avec formation d'acide chlorhydrique. Chauffé avec le protoxyde rouge de mercure, il donne naissance à de l'acide phosphorique et à du mercure métallique.

*Préparation.* Lorsqu'on expose le phosphore au contact de l'air, il répand de légères vapeurs blanches, et au bout d'un certain temps, il finit par s'y consumer complètement. Ces vapeurs constituent un mélange d'acide phosphoreux et d'acide phosphorique. C'est ce mélange qui avait été considéré,

par quelques chimistes, comme un acide particulier, et appelé *acide phosphatique*.

On obtient l'acide phosphoreux pur, en brûlant le phosphore dans des tubes étroits où l'air ne pénètre pas en trop grande quantité à la fois. L'acide phosphoreux qui se produit se dépose, sous forme d'une poussière blanche, à la partie supérieure du tube.

Le meilleur procédé de préparation est le suivant : on fait arriver du chlore sur du phosphore en excès. Le chlorure de phosphore qui se produit, décompose l'eau pour donner naissance à de l'acide phosphoreux peu volatil, et à de l'acide chlorhydrique très-volatil. La chaleur achève la séparation de ces deux acides.

*Caractères distinctifs.* Il précipite en blanc l'eau de baryte, et le précipité (phosphite de baryte), chauffé avec du charbon, donne du phosphore. Il précipite en rouge le nitrate d'argent, et le précipité passe bientôt au noir. Ces caractères le distinguent de l'acide hypophosphoreux et de l'acide phosphorique.

*Composition.* Sa formule est  $= \text{Ph O}^2$  ou  $\text{Ph}^2 \text{O}^3$ .

### *Phosphites (hypophosphates).*

Ces sels sont tous insolubles dans l'eau, excepté ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque. Les phosphites neutres *humides* de potasse, de soude, de baryte, de strontiane, et quelques autres se changent, à l'aide de la chaleur, en phosphates neutres, en même temps qu'il se dégage de l'hydrogène. Les phosphites solubles précipitent en blanc les sels de chaux, de baryte et de strontiane, ce qui les distingue des hypophosphites. Tous les phosphites décolorent le sulfate rouge de manganèse.

*Composition.* Les phosphites peuvent, comme les phosphates, être *neutres*, *acides* et *basiques*. Il y a encore beaucoup à faire pour la détermination précise des propriétés de ces sels.

*Acide phosphorique ordinaire (hydraté).*

Стн. *Acidum phosphoricum* (lat.), *Phosphor-säure* (allem.).

*Propriétés physiques.* L'acide phosphorique ordinaire est solide, blanc, incolore, inodore et d'une saveur franchement acide. Il est susceptible de cristalliser en prismes rhomboïdaux. Soumis à l'action de la chaleur dans un creuset de platine (car il attaque les vases de grès et de verre), il perd peu à peu son eau et prend l'aspect d'une masse vitreuse, parfaitement transparente, qui attire l'humidité de l'air, et qui ne tarde pas à devenir opaque. Chauffé au delà de 400° il se volatilise. La chaleur lui fait éprouver des modifications remarquables. (Voyez, acides *paraphosphorique* et *métaphosphorique*.)

*Propriétés chimiques.* L'acide phosphorique rougit fortement la teinture de tournesol. Le charbon lui enlève son oxygène à la température de 500°; et le phosphore distille. Mais, comme l'acide phosphorique est volatil avant cette température, il faut le fixer préalablement dans une base telle que la chaux ou l'oxyde de plomb. Les hydracides et les oxacides n'ont aucune action sur l'acide phosphorique. Le potassium lui enlève tout son oxygène; il se produit du phosphure de potassium d'une odeur infecte.

L'acide phosphorique ordinaire sature 3 équival. de base; 1 équival. de base peut être remplacé par 1 équivalent d'eau (eau de constitution) jouant le rôle de base. Ainsi, par exemple, en calcinant, à une chaleur modérée, un phosphate de soude contenant 1 équival. d'acide phosphorique, 2 équival. de soude et 25 équival. d'eau, on peut lui faire perdre tous les équival. d'eau *moins un*, sans dénaturer le phosphate. Cet équivalent d'eau qui reste et qui remplace 1 équival. de base, n'est éliminé qu'à la chaleur rouge; et alors le phosphate est transformé en un autre sel (*pyrophosphate*). (Voy., *Phosphates*.)

*Caractères distinctifs.* Uni à la soude (phosphate de soude) l'acide phosphorique précipite le nitrate d'argent en jaune. Il précipite l'eau de chaux en blanc ; et le précipité , insoluble dans l'eau , est soluble dans un excès d'acide (phosphate acide de chaux). Combiné avec une base non alcaline et calciné avec du charbon, il donne du phosphore (*meilleur caractère*).

*État.* L'acide phosphorique n'existe pas dans la nature , à l'état de liberté. On le trouve à l'état de combinaison dans les phosphates de chaux , de soude , de fer, de plomb , etc.

*Préparation.* On obtient l'acide phosphorique en traitant à chaud le phosphore par l'acide nitrique. On évapore, pour chasser l'excès d'acide nitrique et de vapeurs nitreuses. On achève la concentration de l'acide phosphorique dans des vases de platine , en chauffant à peu près jusqu'à 200°.

*Composition.* L'acide phosphorique ordinaire (hydraté), saturant 3 équivalents de base , se compose de

43,96 de phosphore ,  
56,04 d'oxygène ,  
12,48 ( 3 éq. d'eau ).

De là sa formule      =  $\text{PhO}^3, 3\text{HO}$ .

### *Acide phosphorique anhydre.*

*Propriétés physiques.* Il est solide , blanc (sous forme de flocons), inodore , d'une saveur acide assez agréable. Il est fusible et se volatilise beaucoup plus difficilement que l'acide phosphorique *hydraté*.

*Propriétés chimiques.* Il se dissout dans l'eau, en produisant un sifflement semblable à celui d'un fer rougi qu'on y plongerait. Il attire fortement l'humidité de l'air et se transforme en acide phosphorique *hydraté*.

*Préparation.* On obtient l'acide phosphorique *anhydre* en brûlant du phosphore sec dans de l'oxygène ou dans de l'air

atmosphérique parfaitement desséché. L'acide se dépose, sous forme de flocons blancs, sur les parois du vase.

*Composition.* Il se compose, en centièmes, de

43,96 de phosphore

56,04 d'oxygène.

De là, sa formule =  $\text{Ph O}^5$ .

### *Phosphates.*

Les phosphates sont isomorphes avec les arséniate. Ils sont peu volatils et résistent généralement à une très-haute température.

Il n'y a guère de solubles que les phosphates de potasse, de soude et d'ammoniaque. Les phosphates insolubles (ceux de chaux, de baryte, de strontiane) se dissolvent dans un excès de leur propre acide.

*Caractères distinctifs.* 1° Traités par le charbon et l'acide borique, les phosphates donnent tous, à une température élevée, la totalité du *phosphore* qu'ils renferment.

2° Chauffés dans un tube de verre étroit, avec du potassium en excès, ils laissent un résidu (phosphure de potassium) qui, au contact de l'eau, donne de l'hydrogène phosphoré, *spontanément inflammable à l'air*.

3 Les phosphates alcalins (de potasse, de soude et d'ammoniaque), précipitent les sels d'argent en *jaune* et les sels de plomb (nitrate et acétate) en blanc. Ce dernier précipité (*phosphate de plomb*) donne, étant chauffé avec du charbon, un dégagement de phosphore : il ne se produit point de phosphure de plomb. Les phosphates alcalins (excepté celui d'ammoniaque), traités de la même manière, se convertissent partiellement en phosphures ; il n'y a qu'une faible partie du phosphore qui se dégage.

4° Les phosphates de potasse et de soude se transforment, par la calcination, en *pyrophosphates* qui précipitent l'azotate

d'argent en *blanc*. Le phosphate d'ammoniaque se décompose, par la chaleur, en ammoniaque et en acide phosphorique, tous deux volatils.

*Composition.* Il existe 1° des phosphates neutres, 2° des phosphates acides (bisels); 3° des phosphates basiques (sesquibasiques, bibasiques, tribasiques, etc.). Dans les phosphates neutres, les 3 équivalents d'eau de l'acide phosphorique ( $\text{PhO}^5, 3\text{HO}$ ), sont remplacés par 3 équivalents de base et alors le phosphate a pour formule  $3\text{MO}, \text{PhO}^5$ . Or, 1 éq. d'eau peut remplacer 1 éq. de base, sans altérer la constitution du sel; et dans ce cas, la formule du phosphate est  $= 2\text{MO HO} + \text{PhO}^5$ . Si les trois équivalents de bases sont fixes, le phosphate ( $3\text{MO}, \text{PhO}^5$ ) ne se convertit point en pyrophosphates, par la calcination. Dans le cas contraire, 1 équivalent de la base volatile (HO) se dégage, à une température élevée, et le phosphate ( $2\text{MO} + \text{HO}, \text{PhO}^5$ ), se convertit en pyrophosphate ( $2\text{MO}, \text{PhO}^5$ ).

*Préparation.* On obtient les phosphates par voie de double décomposition. Les phosphates de potasse, de soude, d'ammoniaque, de chaux, de baryte, se rencontrent dans la nature.

On cite l'acide phosphorique comme offrant un exemple remarquable d'*isomérisie*. En effet, cet acide subit, dans certaines circonstances, trois modifications distinctes, qu'on pourra regarder comme autant d'acides particuliers :

|                            |                                           |
|----------------------------|-------------------------------------------|
| $\text{PhO}^5, 3\text{HO}$ | acide phosphorique ordinaire cristallisé. |
| $\text{PhO}^5, 2\text{HO}$ | acide pyrophosphorique.                   |
| $\text{PhO}^5, \text{HO}$  | acide métaphosphorique.                   |

On voit que ces trois acides ont la même composition, et qu'ils ne se distinguent entre eux que par le nombre d'équivalents d'eau qu'ils contiennent.

L'eau paraît ici jouer le rôle d'une base, de manière qu'on pourrait assimiler l'acide phosphorique ordinaire à un phos-

*phate tribasique*, l'acide pyrophosphorique à un *phosphate bibasique*, et l'acide métaphosphorique à un *phosphate monobasique*. « Lorsqu'un de ces composés est traité par une base puissante, l'eau est déplacée en partie ou en totalité, mais la forme de la base en combinaison avec l'acide reste inaltérable (1). »

Clarke fit le premier l'observation, que le phosphate de soude *calciné*, précipite le nitrate d'argent en *blanc*, au lieu que le même phosphate *non calciné* précipite ce sel en *jaune*. Ce même chimiste remarqua, en outre, que le phosphate de soude perd de l'eau pendant la calcination, et que le phosphate calciné se convertit, par sa dissolution dans l'eau, en phosphate ordinaire, qui précipite le sel d'argent en *jaune*. Il pensa que l'acide phosphorique libre était, par la calcination, modifié de la même manière que dans le phosphate de soude calciné; et il appela en conséquence l'acide calciné, *acide pyrophosphorique*. Mais, Graham a démontré depuis, que l'acide phosphorique libre *calciné* était différent de l'acide phosphorique renfermé dans le phosphate de soude calciné; et il donna à cette troisième modification le nom *d'acide métaphosphorique*.

### *Acide pyrophosphorique.*

Cet acide ne donne point de précipité avec l'eau de baryte. Il ne précipite pas l'albumine. Il précipite le nitrate d'argent en blanc. Dissous dans l'eau, il se transforme peu à peu en acide phosphorique ordinaire.

On obtient l'acide pyrophosphorique pendant la calcination du phosphate neutre de soude.

*Formule :*  $\text{PhO}^{\cdot}, 2\text{HO}$ .

### *Pyrophosphates.*

Ces sels sont généralement solubles dans l'eau. On ne connaît guère que les pyrophosphates alcalins.

---

(1) M. Péligot, dans les *Annales de physique et de chimie*; mars 1840.

Ils précipitent le nitrate d'argent en blanc. Le pyrophosphate d'argent qui se produit ainsi renferme 2 équiv. de base.

*Composition.* Un équivalent d'acide pyrophosphorique se trouve combiné avec 2 équiv. de base.

*Formule :*  $2\text{MO}, \text{Ph O}'$ .

### *Acide métaphosphorique.*

Cet acide précipite en blanc l'eau de baryte. Il précipite l'albumine de sa dissolution aqueuse. Il précipite également en blanc le nitrate d'argent. Ces caractères suffisent pour distinguer l'acide métaphosphorique de l'acide pyrophosphorique. Dissous dans l'eau, l'acide métaphosphorique se transforme, à la longue, en acide phosphorique ordinaire. Cette transformation n'a pas lieu, si l'on sature l'acide par une base.

On prépare l'acide métaphosphorique en calcinant fortement le phosphate acide de soude, ou l'acide phosphorique libre.

*Formule :*  $\text{PhO}^5, \text{HO}$ .

### *Métaphosphates.*

Les métaphosphates sont, en général, moins solubles que les pyrophosphates. On ne connaît guère que les métaphosphates de potasse, de soude, de chaux et de baryte. Les deux premiers sont solubles; leurs dissolutions donnent, par évaporation, un résidu visqueux et semblable à de la gomme.

Les métaphosphates solubles précipitent en blanc le nitrate d'argent. Le métaphosphate d'argent qui se forme contient 1 équiv. de base de moins que le pyrophosphate correspondant.

*Composition.* Un équiv. d'acide métaphosphorique sature 1 équiv. de base. *Formule :*  $\text{MO}, \text{PhO}'$ .



*Hydrogène phosphoré.*

*Propriétés physiques.* L'hydrogène phosphoré est un gaz incolore et d'une odeur alliagée. Sa densité est 1,18. L'électricité et la chaleur le décomposent en hydrogène et en phosphore. L'eau privée d'air, dissout environ le quart de son volume de ce gaz. La dissolution aqueuse de ce gaz a une saveur désagréable, et ne luit pas dans l'obscurité. A la température de l'ébullition, le gaz se dégage sans altération. L'eau aérée le décompose partiellement en acide phosphorique et en eau.

*Propriétés chimiques.* L'hydrogène phosphoré ne joue pas le rôle de base, ni celui d'acide. Au contact de l'air, *il s'enflamme spontanément* : de là son nom de *gaz spontanément inflammable à l'air*. Chaque bulle qui se dégage s'enflamme avec un léger bruit. La flamme, d'un jaune éclatant, est entourée d'une auréole de vapeurs blanches d'acide phosphorique. Ce gaz, conservé pendant un certain temps dans des vases bien fermés, perd la propriété de s'enflammer spontanément à l'air. Il se dépose alors souvent du phosphore sur les parois du vase ; ce qui avait fait croire à l'existence d'un gaz hydrogène phosphoré *non inflammable*, et contenant moins de phosphore que le gaz spontanément inflammable. Mais ce phosphore n'est pas du phosphore de combinaison, c'est du phosphore mécaniquement entraîné par le gaz qui s'est dégagé. Ce qui le prouve, c'est qu'en faisant passer le gaz à travers un tube entouré de glace, on l'obtient pur ; il ne dépose plus de phosphore sur les parois des vases ; mais il ne s'enflamme plus spontanément à l'air. Lorsqu'on chauffe dans une cornue une dissolution concentrée d'acide phosphoreux ou d'acide hypophosphoreux, on obtient également de l'hydrogène phosphoré pur ; mais celui-ci ne s'enflamme pas davantage à l'air. Il ne brûle qu'au contact d'un corps en combustion. Ce gaz non inflammable a exactement la même composition que le gaz spontanément inflammable à l'air.

La présence d'une quantité minime d'acide arsénieux, d'acide phosphoreux, d'alcool, d'huile essentielle de térébenthine, etc. change le gaz spontanément inflammable en gaz non spontanément inflammable à l'air (1). Et après en avoir retiré la substance étrangère, le gaz n'en reste pas moins non inflammable à l'air. Ce fait donne à croire qu'il n'existe pas de corps réellement isomériques, et qu'il vaut mieux accuser, dans ces cas, l'imperfection de nos moyens d'analyse.

*État.* L'hydrogène phosphoré se produit quelquefois naturellement (*feux follets*) pendant la putréfaction des substances animales, telles que le cerveau, le sang, la laitance de carpe, etc. qui renferment des quantités notables de phosphore.

*Préparation.* Lorsqu'on fait bouillir de l'eau avec de la potasse caustique et des fragments de phosphore, on obtient le gaz hydrogène phosphoré qu'on recueille sur le mercure ou sur l'eau privée d'air. Dans cette action, l'eau est décomposée, son oxygène forme, avec le phosphore, de l'acide hypophosphoreux qui se combine avec la potasse (hypophosphite); et l'hydrogène, en s'unissant à une autre portion de phosphore, donne naissance à l'hydrogène phosphoré. Dans cet état, ce dernier contient toujours de l'hydrogène libre, dont il est difficile de le débarrasser. Pour l'avoir pur, on le prépare de la manière suivante; on fait arriver du phosphore en vapeur sur de la chaux ou de la baryte; il se produit un mélange de phosphure de calcium ou de baryum, et de phosphate de chaux ou de baryte insolubles. Dès qu'on met ce phosphure dans l'eau, on obtient un dégagement d'hydrogène phosphoré que l'on recueille, comme nous venons de le dire.

*Composition.* On avait jusqu'ici admis au moins deux phosphures d'hydrogène, dont l'un ( $\text{Ph}^3 \text{H}^4$ ), spontanément inflammable, avait été appelé *sesquiphosphure* ou *perphosphure d'hydrogène*, obtenu par la décomposition du phosphure de baryum ou de calcium dans l'eau. L'autre ( $\text{Ph}^3 \text{H}^6$ ), non spon-

(1) On peut rendre spontanément inflammable le gaz qui ne l'est plus, en y laissant passer une très-petite quantité d'acide hypoazotique (*Graham*).

tanément inflammable, avait été appelé *hydrogène protophosphoré*, obtenu par la décomposition des acides phosphoreux ou hypophosphoreux. Mais l'analyse la plus rigoureuse démontre qu'il n'existe réellement qu'un seul hydrogène phosphoré. Le gaz spontanément inflammable, comme le gaz non spontanément inflammable, se compose de 2 volumes ou 1 éq. de phosphore et de 6 volumes ou 3 éq. d'hydrogène =  $\text{Ph H}^3$ .

En faisant absorber l'un et l'autre gaz par le chlorure de titane ou de zinc, on obtient un produit absolument identique, qui, mis en contact avec de l'eau, ne donne que du gaz non spontanément inflammable à l'air. Si, à la place de l'eau, on emploie l'ammoniaque, on obtient un dégagement de gaz spontanément inflammable.

*Historique.* L'hydrogène phosphoré a été découvert en 1783, par Gingembre.

Outre le composé gazeux d'hydrogène et de phosphore, il existe probablement encore deux composés analogues, l'un liquide et l'autre solide, tous deux fort peu connus.

#### ARSENIC.

SYNONYME. *Arsenic gris, cobaltum, Scherbenkobalt* (allemand.).

*Propriétés physiques.* L'arsenic est un corps solide, d'un gris d'acier brillant, lorsqu'il est récemment préparé. Il est friable, à texture écailleuse et d'une densité de 5, 7. Il est sans saveur et développe, par le frottement, une légère odeur d'ail. L'arsenic se sublime rapidement sous l'influence de la chaleur, parce que la température de sa volatilisation diffère très-peu de la température de sa fusion. On ne liquéfie l'arsenic qu'en l'exposant à une chaleur rouge en même temps qu'à une forte pression dans un vase bien fermé.

*Propriétés chimiques.* L'arsenic se ternit à l'air, se recouvre d'une poussière grisâtre qui n'est autre chose qu'un mélange d'acide arsénieux et d'arsenic. Dans certains points de sa surface, on remarque des taches blanchâtres composées presque

entièrement d'acide arsénieux. Mis en contact avec un corps en ignition, il brûle à l'air, comme de l'amadou, en répandant une lumière bleuâtre, à peine visible pendant le jour, mais qui, dans l'obscurité, ressemble exactement à la lumière du phosphore. En brûlant ainsi à  $180^{\circ}$  environ, il répand une odeur particulière, rappelant celle de l'ail ou du phosphore (1). Cette odeur se développe, (comme l'odeur de beaucoup d'autres substances) au moment même du passage de l'arsenic à l'état d'acide arsénieux, ou, *vice versa*, au moment du passage de l'acide arsénieux à l'état d'arsenic. De cette manière, l'odeur alliée de l'arsenic, n'appartient ni à l'arsenic (en vapeur) ni à l'acide arsénieux : elle appartient à l'intervalle, pour ainsi dire insaisissable, qui constitue le passage d'un état à l'autre. Lorsqu'on tient au-dessus de l'arsenic qu'on chauffe, une capsule de porcelaine ou tout autre corps solide, on remarque que les vapeurs qui se condensent le plus près de l'arsenic, forment une couche miroitante d'un gris plus ou moins foncé (arsenic métallique), tandis qu'à une plus grande distance, cette couche est blanche (acide arsénieux).

*État.* L'arsenic accompagne, avec le soufre et le sélénium, un grand nombre de métaux, tels que le fer, le cuivre, le plomb, le cobalt, le nickel et l'antimoine (arséniures). On rencontre l'arsenic à l'état d'arséniate de chaux, partout où il y a du phosphate de chaux, isomorphe avec l'arséniate. C'est pourquoi on en trouve dans les os, dans les muscles, dans la farine, etc.

*Préparation.* Lorsqu'on calcine à l'air un arsénure de cobalt ou de fer, on obtient un dégagement d'acide arsénieux. Et celui-ci, engagé dans une base et chauffé avec du charbon, donne de l'arsenic qui vient se condenser dans des récipients froids.

*Arséniures* (alliages). L'arsenic, comme l'antimoine, rend les métaux très-cassants. Il suffit pour cela d'une très-petite quantité d'arsenic. Avec le cuivre, il donne un arsénure blanc,

---

(1) L'*agaric allié*, si fréquent sur les feuilles sèches des bois de chêne, a une odeur semblable. Beaucoup d'autres plantes développent un odeur d'ail par le frottement.

connu autrefois sous le nom de *cuivre blanc* (Weisskupfer). On emploie un arsénure de plomb, contenant très-peu d'arsenic, pour couler les dragées de plomb. Quelques-uns de ces arsénures métalliques peuvent se combiner avec les arsénures alcalins, pour former des arsénures doubles (*arsénico-sels*). Soumis au grillage, les arsénures exhalent une odeur d'ail; il s'en dégage de l'acide arsénieux qui se dépose sous forme de cristaux blancs, sur les corps froids, et il se produit des sous-arséniates. L'acide azotique concentré et bouillant change, si l'acide est en excès, les arsénures en arséniates, et les change en arsénites, si l'acide n'est pas en excès.

*Symbole* de l'arsenic. = As ou As<sup>3</sup> (atomes) = 940,084.

### *Composés oxygénés de l'arsenic.*

Il existe deux degrés d'oxydation de l'arsenic, correspondant par leur composition, l'un à l'acide phosphoreux, l'autre à l'acide phosphorique.

Le *sous-oxyde* ou protoxyde de M. Berzélius, qui se produit par l'oxydation spontanée de l'arsenic à l'air humide, n'est qu'un mélange d'acide arsénieux et d'arsenic.

*Acide arsénieux* (oxyde d'arsenic, arsenic blanc, mort aux rats, etc.) On le vend dans le commerce sous le nom d'arsenic. On l'obtient en grand, par le grillage des arsénures, dans les fabriques de verres blancs de cobalt: les vapeurs blanches d'acide arsénieux, qui se dégagent, viennent se condenser dans de longs tuyaux de cheminée, appelés en allemand *Giftfänge*. On l'obtient encore en grillant directement l'arsenic au contact de l'air. Dans l'un comme dans l'autre cas, l'acide arsénieux, a l'aspect d'une poudre blanche, semblable à de la farine; c'est ce qui lui a fait donner en allemand le nom de farine de poison (*Giftmehl*). Exposé à la chaleur rouge, dans des vases clos, l'acide arsénieux en poudre se sublime et se condense à la partie supérieure de ce vase, sous forme d'une masse vitreuse, transparente,

jaunâtre, d'une densité égale à 3,73. Il perd bientôt sa transparence, et il devient opaque, d'un blanc laiteux, en même temps qu'il diminue de densité; car, au lieu de 3,73, cette densité est réduite à 3,69; sans qu'il ait pour cela changé de composition. L'acide arsénieux est dimorphe. Il cristallise en tétraèdres (par voie sèche), et en octaèdres (par voie humide). L'acide arsénieux est assez peu soluble dans l'eau à la température ordinaire: 100 partie d'eau en dissolvent 1 p. à froid, et 10 parties à chaud. L'addition d'un acide, comme l'acide chlorhydrique, augmente sa solubilité dans l'eau. Une dissolution saturée et bouillante d'acide arsénieux fondu et transparent, laisse, par refroidissement, déposer des cristaux dont chacun est accompagné d'un jet de lumière assez intense (dans l'obscurité) pour pouvoir lire l'heure d'une montre. Les cristaux ainsi formés, étant redissous, ne produisent plus ce phénomène lumineux. Le sulfate de potasse et quelques autres sels présentent, au moment de leur cristallisation, une phosphorescence semblable.

La dissolution aqueuse d'acide arsénieux a une saveur astringente, métallique, d'un arrière-goût douceâtre. Elle rougit faiblement la teinture de tournesol.

L'acide arsénieux, exposé à la chaleur, se volatilise sans passer par l'état liquide intermédiaire. Les vapeurs d'acide arsénieux ont une odeur alliée plus ou moins forte, ce qui tient, non pas, comme on le prétend, à la présence de quelques parcelles d'arsenic non oxydées, mais à ce que l'acide arsénieux se réduit en partie, en rencontrant dans l'air des molécules de substances organiques. Pour prouver ce fait, on volatilise de l'acide arsénieux dans une petite chambre étroite, remplie de poussière de débris organiques voltigeant dans l'air. L'odeur d'ail devient excessivement forte et presque insupportable. En répétant ensuite la même expérience dans la même chambre, dont l'air est calme, et privé autant que possible de molécules organiques, on obtient à peine une odeur d'ail sensible.

C'est à tort qu'on a jusqu'ici complètement négligé l'action des molécules organiques suspendues dans l'air, dans une foule de phénomènes physiques, chimiques et vitaux.

Comme l'acide arsénieux prend naissance à une température élevée, il est indécomposable à cette même température ; c'est donc un composé stable. Cependant, lorsqu'on conserve cet acide pulvérisé, enveloppé dans du papier on remarque sur ce papier, au bout d'un certain temps, des taches brunâtres, provenant de quelques parcelles d'acide arsénieux réduit. Ainsi, de même que l'arsenic s'oxyde à la longue dans l'air humide, de même aussi, par un effet inverse, l'arsenic oxydé se désoxyde au contact d'une substance réductive (riche en carbone), par l'effet du temps et sous l'influence de l'air humide. En chauffant, avec du charbon très-divisé, de l'acide arsénieux en poudre, dans un petit tube de verre, l'arsenic se dépose sous forme de couches noirâtres sur les parois du tube, en même temps qu'on sent l'odeur d'ail caractéristique. Mais pour que tout l'acide arsénieux soit décomposé par le charbon, il faut retarder la volatilité du premier en l'engageant dans de la potasse ou de la soude, absolument de la même manière qu'on fixe l'acide phosphorique dans une base, afin d'en retirer le phosphore par la calcination avec le charbon. L'acide arsénieux est très-soluble dans l'acide chlorhydrique. L'eau de chaux est troublée par l'acide arsénieux ; le précipité blanc d'arsénite de chaux est soluble sans effervescence dans les acides azotique et chlorhydrique.

L'acide sulfhydrique ne produit pas d'abord de précipité dans une dissolution simplement aqueuse d'acide arsénieux. Le précipité *jaune* (orpiment) ne se forme qu'au bout de plusieurs heures ou même de plusieurs jours. Une ébullition prolongée le fait naître beaucoup plus tôt. Mais en ajoutant à la dissolution aqueuse quelques gouttes d'acide chlorhydrique, le précipité jaune de sulfure d'arsenic se produit sur-le-champ. Ce précipité est insoluble dans l'eau et très-soluble dans l'ammoniaque. Un linge plongé dans la dissolution ammonia-

cale de sulfure d'arsenic, se teint en jaune, après que toute l'ammoniaque a été dégagée, soit par simple évaporation à l'air, soit à l'aide d'une légère élévation de température. Le précipité jaune de sulfure d'arsenic pourra être confondu avec le sulfure de cadmium.

L'acide arsénieux ne produit point de précipité dans une dissolution d'azotate d'argent neutre; il faut y ajouter préalablement de la potasse, pour obtenir le précipité rougeâtre d'arsénite d'argent. Uni à la potasse, l'acide arsénieux donne un précipité vert, connu sous le nom de vert de Scheele, dans lessels de cuivre. Au contact du chlore humide, il se convertit en acide arsénique, par suite de la décomposition de l'eau, qui cède son oxygène à l'acide arsénieux et son hydrogène au chlore.

L'acide arsénieux est un acide faible qui neutralise mal les bases.

*Composition.*  $\text{As O}^3 = 1$  équival. d'acide arsénieux, analogue à l'acide phosphoreux ( $\text{Ph O}^3$ ).

$$\begin{array}{r} 940,084 \text{ (A)} \\ 300 \text{ (O}^3\text{)} \\ \hline 1240,084 \text{ As O}^3 \end{array}$$

*Usages.* On emploie l'acide arsénieux pour empoisonner les rats. C'est cet acide qui donne le plus souvent lieu aux accidents d'empoisonnement. Uni à l'oxyde de cuivre (vert de Scheele), il est employé en peinture.

Cet acide, comme à peu près tous les poisons, est rapidement absorbé et pénètre jusque dans la substance même du sang, des muscles, du cerveau, etc.

#### *Arsénites.*

Ce sont des combinaisons peu stables. L'acide y est faiblement uni à la base. Les arsénites sont généralement insolubles dans l'eau; ceux de potasse, de soude et d'ammoniaque sont seuls assez solubles.



*Caractères distinctifs.* 1° Les acides les décomposent et en précipitent l'acide arsénieux, si les dissolutions sont très-concentrées.

2° L'acide sulfhydrique ne les précipite en *jaune* qu'autant que la liqueur a été préalablement acidulée.

3° Les arsénites alcalins précipitent l'azotate d'argent en rouge pâle (arsénite d'argent).

4° Ils précipitent les sels de cuivre en *vert* (vert de Scheele, arsénite de cuivre).

5° Chauffés avec du charbon, ils donnent de l'arsenic qui répand une odeur d'ail (1). Le résidu de la calcination est un oxyde si la base est irréductible par le charbon (arsénites alcalins), ou un sous-arséniure, si la base est réductible (arsénites métalliques).

#### *Acide arsénique.*

Il diffère de l'acide arsénieux, d'abord parce qu'il est très-soluble dans l'eau, et ensuite parce qu'il rougit assez fortement la teinture de tournesol. Il faut 6 p. d'eau froide et 2 p. d'eau chaude pour dissoudre une partie d'acide arsénique. Sa densité est 3,4. A la température rouge sombre il fond en une masse vitreuse, qui a beaucoup de ressemblance avec l'acide phosphorique fondu. En dépassant un peu les limites de cette température, il ne se volatilise pas, mais il se décompose (à la chaleur rouge) en oxygène et en acide arsénieux. Chauffé avec du charbon en poudre, il se décompose comme l'acide arsénieux. Les hydracides n'ont pas d'action sur lui à froid. L'acide sulfhydrique n'y produit de précipité qu'au bout de 15 à 20 heures. L'addition d'une petite quantité d'acide chlorhydrique rend cette précipitation instantanée.

L'acide arsénique étant beaucoup plus soluble que l'acide arsénieux, paraît être plus *venéneux* que ce dernier. Il neutralise bien les bases.

---

(1) Les phosphites et les phosphates répandent, dans ces circonstances, une odeur semblable.

*Compos.* As O<sup>3</sup>, analogue à l'acide phosphorique (PhO<sup>3</sup>).

On le prépare, soit en traitant une dissolution d'acide arsénieux par le chlore, soit en chauffant 4 parties d'acide arsénieux avec 12 parties d'acide azotique et une partie d'acide chlorhydrique et en évaporant pour chasser l'excès de ces acides.

### *Arséniates.*

Les arséniates sont beaucoup plus stables que les arsénites. Cependant, quelque stables qu'ils soient, on les obtient rarement bien *neutres*. Les arséniates sont presque toujours *basiques* ou *acides*, ayant la même composition et souvent la même forme de cristallisation que les *phosphates*. Les arséniates alcalins sont seuls solubles dans l'eau. Comme les phosphates, les arséniates insolubles se dissolvent dans un excès d'acide (arséniates acides).

*Caractères distinctifs.* 1° Les acides ne les troublent pas, quelque concentrées que soient les dissolutions.

2° L'acide sulfhydrique ne les précipite en *jaune* qu'après l'addition de quelques gouttes d'acide chlorhydrique.

3° Les arséniates alcalins précipitent les sels d'argent en *rouge brique* (arséniate d'argent).

4° Ils précipitent les sels de cuivre en *bleu* (arséniate de cuivre).

5° Chauffés avec le charbon, ils se comportent comme les arsénites.

La présence des matières organiques masque, pendant un temps plus ou moins long, l'action des réactifs sur les arsénites et les arséniates.

### *Composés sulfurés.*

Les sulfures correspondant aux deux degrés d'oxydation de l'arsenic, sont :

1° Le *sesquisulfure* (orpiment, auri pigmentum). On le rencontre cristallisé ou en masses feuilletées, jaunes, d'un éclat

nacré, en Hongrie, en Transylvanie, en Valachie et dans toutes les mines riches en arsenic. On le prépare en chauffant un mélange d'acide arsénieux et de soufre, au-dessous de la température de fusion de ces corps. Ainsi obtenu, il est d'un jaune orangé, d'un aspect de porcelaine, demi-transparent, non cristallisé et presque toujours mêlé d'une certaine quantité d'acide arsénieux. Enfin on l'obtient par voie humide, en précipitant une dissolution d'acide arsénieux par l'hydrogène sulfuré. Il est vénéneux.

*Composition* :  $\text{As S}^n$ , analogue à l'acide arsénieux.

*Usages*. On emploie l'orpiment dans les manufactures de toiles peintes. Il entre dans la composition du collyre de Lanfranc.

2° *Sulfure correspondant à l'acide arsénique*. Il est pulvérulent, d'un jaune clair, fusible, volatil et très-soluble dans les sulfures alcalins, avec lesquels il forme des *sulfo-sels*, absolument comme l'acide arsénique produit des *oxy-sels* avec les *oxy-bases*.

*Composition*.  $\text{As S}^n$ , analogue à l'acide arsénique. On l'obtient en précipitant une dissolution d'acide arsénique par l'hydrogène sulfuré.

Outre ces sulfures, on connaît :

*Le protosulfure* (réalgar, arsenic rouge, soufre de rubis). On le trouve en cristaux demi-transparents, couleur d'auroré, en Chine, au Japon, en Bohême, dans des produits volcaniques, etc. Il est fusible et volatil. Après avoir été fondu, il se prend, par refroidissement, en une masse vitreuse, transparente et à cassure conchoïde. On le prépare en distillant un mélange d'acide arsénieux et de soufre.

*Composition*.  $\text{As S}^3$ .

Mêlé avec trois fois et demie son poids de fleurs de soufre, et 12 parties de salpêtre, il sert à produire les *feux blancs*.

*Hexa-sulfure*. Ce sulfure s'obtient en traitant le réalgar par la potasse caustique. Dans cette action, la potasse s'empare d'une partie de l'arsenic qu'elle dissout, tandis que l'autre

partie se combine avec un excès de soufre. Il est de couleur noirâtre, d'un éclat métallique, et, soumis à la distillation, il donne d'abord du réalgar, puis de l'arsenic.

*Composition* :  $\text{As S}^6$ .

*Ennéa-sulfure*. Ce sulfure est de couleur noire comme le précédent.

*Composition*.  $\text{As S}^9$ .

Le soufre paraît être susceptible de se combiner en toutes proportions avec l'arsenic. Les sulfures d'arsenic se combinent, à leur tour, avec un grand nombre de sulfures métalliques, tels que les sulfures de cuivre, de plomb, d'antimoine, de cobalt, etc. Il n'est donc pas étonnant qu'on rencontre l'arsenic dans beaucoup de produits chimiques impurs.

### *Composés chlorés.*

Le chlore gazeux se combine directement avec l'arsenic en poudre pour produire un chlorure d'arsenic. L'action est accompagnée de chaleur et de lumière.

*Chlorure* (beurre d'arsenic). Il se présente sous forme de fumée blanche, qui se condense en un liquide incolore d'une densité de 6,300 et se congèle à  $29^\circ$ . Dans l'eau il se décompose en acide chlorhydrique et en acide arsénieux qui se précipite d'abord, mais qui finit bientôt par se dissoudre dans l'eau ainsi chargée d'acide chlorhydrique.

*Composition*.  $\text{As Cl}_2$  ou  $\text{As}^2\text{Cl}^3$ , analogue à l'acide arsénieux.

Si le chlore prédomine, on aura un chlorure (*chloride*) très-volatil qui, par sa composition ( $\text{As Cl}^3$ ), correspond à l'acide arsénique.

Le brome se comporte comme le chlore.

Le fluor et l'iode donnent naissance à des composés analogues à ceux que produit le chlore.

*Hydrogène arsénié* (hydrure d'arsenic, arséniure d'hydrogène).

L'hydrogène forme avec l'arsenic un composé gazeux,

acide, insoluble et inflammable. Ce composé brûle à l'air avec une flamme jaune en se transformant en eau et en un mélange grisâtre d'arsenic et d'acide arsénieux, qui se dépose sur les objets froids. L'hydrogène arsénié est d'une odeur nauséabonde rappelant l'odeur du phosphore. Sa densité est 2,6 à l'état de pureté. Il est d'une densité moindre lorsqu'il est mêlé d'hydrogène, ce qui arrive presque toujours. Il a beaucoup de ressemblance avec l'hydrogène antimonié (voy. *Antimoine*). A une température basse, l'hydrogène arsénié prend l'état liquide. En traversant un tube incandescent, il se décompose en hydrogène et en arsenic. C'est un gaz extrêmement vénéneux. Respiré, même en petite quantité, il produit une assez vive constriction à la gorge et une constipation opiniâtre du bas ventre.

*Composition.* 100 p. d'hydrogène arsénié se composent de 2 p. d'hydrogène et de 98 p. d'arsenic. Sa formule est  $\text{As H}^3$  analogue à celle de l'acide arsénieux ( $\text{As O}^3$ ).

On prépare l'hydrogène arsénié en traitant une combinaison d'arsenic et de zinc par l'acide sulfurique étendu d'eau. L'appareil dans lequel on le prépare, porte le nom d'appareil de Marsh. Cet appareil, au fond, n'est autre chose qu'un flacon auquel s'adapte un tube effilé par lequel s'échappe le gaz hydrogène arsénié. Lorsqu'on allume ce gaz et qu'on présente à une distance convenable de la flamme une capsule de porcelaine, on obtient des taches brunes, miroitantes, non volatiles à froid, solubles dans l'acide nitrique et colorant (ainsi dissoutes) le nitrate d'argent en rouge brique (arséniate d'argent). (Voy. *Médecine légale de M. Orfila*.)

C'est à l'aide de la flamme du gaz hydrogène arsénié, qu'on est parvenu à constater dans les cadavres les moindres traces d'arsenic normal ou accidentel.

## ANTIMOINE.

SYNONYMES. *Antimonium* (lat.), *Spießglas* (alem.).

ÉTYMOLOGIE. Le nom d'antimoine vient de la préposition grecque, *ἀντί*, contre, et du latin *monachus*, moine, par allusion à des expériences faites sur un moine, pour constater les propriétés médicales de l'antimoine.

*Propriétés physiques.* L'antimoine est un corps solide, susceptible de cristalliser en larges lames d'un blanc tirant sur le gris, quand il est impur et qu'il contient de l'arsenic. Il cristallise en grains très fins et serrés, doués d'un éclat argentin, quand il est pur et exempt d'arsenic. Il est cassant et friable; on peut le réduire en poudre dans un mortier de fer; il n'est, par conséquent, ni malléable, ni ductile, ni élastique, enfin il se rapproche, par ses propriétés, de l'arsenic qui, comme l'antimoine, a été placé à tort dans la classe des métaux. Allié aux métaux, il les rend cassants. Sa densité varie entre 6,712 et 6,86. L'antimoine fond à la température de 480° environ. Il se volatilise sensiblement à la température blanche, en répandant une odeur de graisse fondue. Chauffé à l'abri du contact de l'air et refroidi lentement, il cristallise à sa surface, sous forme de feuilles de fougère.

*Propriétés chimiques.* L'antimoine se ternit à l'air humide et à la température ordinaire. Au contact de l'air il brûle avec beaucoup d'éclat, et s'oxyde en répandant des vapeurs blanches, épaisses et fort malsaines, probablement à cause de l'arsenic que contient presque toujours l'antimoine; car, suivant M. Liebig, ces vapeurs peuvent être respirées sans inconvénient, quand l'antimoine est exempt d'arsenic. Les vapeurs blanches d'oxyde d'antimoine qui se condensent, sous forme de cristaux brillants, portaient autrefois le nom de *fleurs d'antimoine*.

Lorsqu'on chauffe de l'antimoine en poudre avec du nitre, il y a détonnation et formation d'antimoniate de potasse.

L'antimoine en poudre , projeté dans le chlore , y brûle à la température ordinaire.

*Formule de l'antimoine.* = Sb (stibium) ou  $Sb^3$  (en atomes) = 1612,904.

*État.* Les minerais d'antimoine sont disséminés dans les terrains anciens et forment rarement des gîtes puissants. En voici les principales espèces :

1° *Sulfure.* C'est le minerai d'antimoine le plus abondant et le plus généralement exploité. Il est d'un gris bleuâtre métallique , ordinairement cristallisé en aiguilles. Ses gangues sont le quartz , le sulfate de baryte et la pyrite de fer. On le rencontre dans beaucoup de pays.

L'*oxysulfure* ou le *kermès natif* est rare et paraît provenir de l'altération du sulfure naturel.

2° *Haidingerite.* Cette espèce est un sulfure double d'antimoine et de fer , découvert par M. Haidinger , à Chazelles (Puy-de-Dôme). Il est d'un gris de fer et souvent irisé à la surface.

3° *Oxyde d'antimoine.* Il est rare et accompagne ordinairement l'antimoine natif. Il est d'un blanc jaunâtre , nacré et demi-transparent.

Les *acides antimonieux et antimonique* ( combinés généralement avec l'oxyde de plomb ou de fer ) accompagnent quelquefois le minerai de sulfure.

L'*antimoine natif* est très-rare. Il est d'un blanc d'argent , lamelleux et clivable en octaèdres réguliers.

Les minerais de plomb , d'arsenic , et même d'argent , sont souvent antimonifères. L'antimoine contient presque constamment une certaine quantité d'arsenic dont il est difficile de le débarrasser.

*Préparation.* Le sulfure d'antimoine naturel se transforme , par le grillage , en oxyde mêlé d'une certaine quantité de sous-sulfure , avec dégagement d'acide sulfureux. En chauffant le résidu du grillage avec 3 parties de nitre et 8 parties de tartre (flux noir) , on obtient , au fond du creuset , de l'antimoine métallique recouvert d'une espèce de scories composées

de carbonate et de sulfate de potasse, de sulfure de potassium et de sulfure d'antimoine. L'antimoine ainsi obtenu n'est jamais pur ; il contient presque toujours du plomb, du fer et de l'arsenic. Pour préparer l'antimoine pur, il faut calciner l'émétique (tartrate de potasse et d'antimoine) à une température élevée. Il se produit une sorte d'alliage de potassium et d'antimoine, car la potasse se réduit par le carbone de l'acide tartrique, lorsqu'elle se trouve en présence d'un métal avec lequel le potassium est susceptible de se combiner. Le résultat de cette calcination est une masse noire très-divisée, pyrophorique, qui produit dans l'eau une vive effervescence. Dans cette action, le potassium décompose l'eau, se transforme en potasse qui se dissout, et en antimoine insoluble qui précipite.

*Historique.* L'antimoine est un métal assez anciennement connu. Les alchimistes lui attribuaient des propriétés merveilleuses et lui faisaient jouer un grand rôle dans leurs opérations (voy. *Currus triumphalis antimonii*, p. Basile Valentin).

*Usages.* L'antimoine, combiné avec le plomb, est employé dans la composition des caractères d'imprimerie. L'antimoine diaphorétique, obtenu en précipitant l'antimoniate de potasse par l'acide nitrique, a été employé dans le traitement des maladies cutanées. Le verre d'antimoine, le kermès, le safran des métaux (sulfure), et même l'antimoine métallique sont employés comme émétique.

#### *Composés oxygénés.*

L'antimoine peut se combiner avec l'oxygène dans trois proportions différentes. Les proportions d'oxygène sont entre elles comme les nombres 3, 4, 5. Voici les formules de ces trois composés :

Sb O<sup>3</sup> oxyde d'antimoine (*acide antimonieux*).

Sb O<sup>4</sup> acide antimonieux (*acide antimonique*).

Sb O<sup>5</sup> acide antimonique (*acide perantimonique*).

Le sous-oxyde de M. Berzélius, comme en général tous les



prétendus sous-oxydes, n'est qu'un mélange de protoxyde et de métal.

L'*oxyde d'antimoine* ( $\text{Sb O}^3$ ), obtenu en décomposant le chlorure d'antimoine par le carbonate de potasse, se présente sous forme de poudre blanche, un peu soluble dans l'eau, se réduisant facilement par le charbon. Porté à une température élevée, il brûle comme de la tourbe en se suroxydant. Il forme des sels assez peu stables. Il se comporte avec les alcalis comme un acide faible; c'est pourquoi il conviendrait mieux de l'appeler *acide antimonieux*. Dans les *antimonites*, l'oxygène de la base est égal au tiers de la quantité d'oxygène que renferme l'acide. Combiné avec le bitartrate de potasse (crème de tartre), il constitue l'émétique (tartre stibié), fréquemment employé en médecine (1).

*Acide antimonieux* (acide antimonique). L'acide antimonieux ( $\text{Sb O}^4$ ) s'obtient, soit en grillant le sulfure d'antimoine, soit en traitant le métal par l'acide nitrique et en évaporant jusqu'à siccité. Il est blanc et devient jaune quand on le chauffe. Il se réduit, au moyen du charbon, à une température à laquelle l'antimoine métallique se volatilise en partie. Sa réduction présente donc d'assez grandes difficultés. Chauffé dans un vase clos avec de l'antimoine métallique, il passe à l'état de protoxyde en oxydant l'antimoine aux dépens de son oxygène. Il se combine avec les alcalis et donne des antimonites.

*Acide antimonique* (acide perantimonique). L'acide antimonique se prépare en dissolvant l'antimoine dans l'eau régale. On évapore la dissolution jusqu'à siccité et on reprend le résidu par l'acide nitrique qu'on chauffe presque jusqu'au rouge. Il se présente sous forme de poudre jaunâtre, rougissant la teinture de tournesol et se dissolvant dans l'acide chlorhydrique et dans la potasse; cependant les antimoniates alcalins précipitent en blanc par l'acide chlorhydrique. Chauffé au

---

(1) L'émétique est de la crème de tartre dans laquelle 1 équiv. d'acide tartrique a été remplacé par 1 équiv. d'acide antimonieux (oxyde d'antimoine).

rouge, il donne de l'oxygène et de l'acide antimonieux, ce qui prouve que l'acide antimonieux ( $\text{Sb O}^3$ ) est la plus stable des combinaisons oxygénées d'antimoine.

*Composés sulfurés.*

Le soufre peut, comme l'oxygène, se combiner en trois proportions différentes avec l'antimoine.

*Sulfure d'antimoine.* Le sulfure d'antimoine s'obtient directement en chauffant le soufre avec l'antimoine ou avec l'oxyde d'antimoine. Dans ce dernier cas, il se dégage de l'acide sulfureux. Le sulfure d'antimoine est d'une couleur grise foncée et d'une cassure fibreuse. Chauffé dans des vaisseaux clos, il distille sans s'altérer. Il peut se combiner avec le sulfure de potassium et donner un sulfo sel dans lequel le soufre de la potasse est au soufre de l'antimoine comme 1 : 3. L'acide chlorhydrique le dissout à l'aide de la chaleur; il se dégage en même temps de l'hydrogène sulfuré. Cette dissolution, faite à chaud, laisse, par refroidissement, déposer une masse d'un brun rougeâtre qui porte, dans le commerce, le nom de *kermès minéral*; c'est un oxy-sulfure d'antimoine. D'après les recherches les plus récentes, on peut préparer le sulfo sel d'antimoine et de potasse, en chauffant, dans un creuset, un mélange formé de 1 partie de carbonate de potasse et 3 parties de sulfure d'antimoine réduit en poudre. Une partie de potasse dissout l'oxyde d'antimoine formé aux dépens d'une autre partie de potasse qui, étant ainsi réduite à l'état de potassium, se combine avec le soufre de l'antimoine. Il se produit donc un sulfure double de potassium et d'antimoine, qui, par le refroidissement ou par l'addition d'une certaine quantité d'eau, laisse déposer le kermès.

Le sulfohydrate d'ammoniaque convertit l'oxyde d'antimoine en sulfure, à la température ordinaire. Avec les acides antimonieux et antimonique, il faut opérer à chaud; il se dégage de l'hydrogène sulfuré, et l'on obtient un mélange d'anti-

monite d'ammoniaque et de sulfure d'antimoine, qui, précipité par un acide, donne du *soufre doré d'antimoine*. On se servait autrefois du sulfure d'antimoine comme d'une espèce de fondant, ce qui lui avait valu le nom de *lupus metallorum* (loup des métaux). Fondu dans un creuset et chauffé jusqu'au rouge, il donne une masse brune, à cassure vitreuse, connue sous le nom de *verre d'antimoine*. La couleur de ce verre peut prendre différentes nuances, suivant les différents degrés d'oxydation de l'antimoine, du plomb et du fer, etc., qui peuvent s'y trouver. Le verre d'antimoine, mis en contact avec les acides, donne à la longue un précipité appelé *safran d'antimoine*. Il y a encore d'autres sulfures d'antimoine dont l'étude offre peu d'intérêt.

*Composés chlorés.*

*Chlorure d'antimoine.* Le chlorure d'antimoine ( $\text{Sb Cl}^3$ ) est, de tous les sels antimoniaux, à peu près le seul qui intéresse le chimiste, et auquel s'appliquent les caractères des sels d'antimoine. Le chlorure d'antimoine (*beurre d'antimoine*) est acide, très-caustique. On s'en sert quelquefois en médecine pour cautériser les plaies produites par la morsure de serpents venimeux. Il est soluble dans l'eau; en y ajoutant une plus grande quantité d'eau, il se forme un précipité blanc d'oxychlorure d'antimoine qui porte le nom de *poudre d'Algaroth*, qu'on employait autrefois pour déterminer le vomissement. La liqueur qui surnage, portait anciennement le nom d'*esprit de vitriol des philosophes*. Cette liqueur, abandonnée quelque temps à l'air, se transforme entièrement en protoxyde d'antimoine (*Sérullas*). Quand on y ajoute préalablement un acide organique, tel que l'acide tartrique, l'eau ne précipite plus le chlorure d'antimoine; l'acide végétal s'empare de l'oxyde d'antimoine pour former un sel soluble.

La potasse ou la soude, versée dans le chlorure d'antimoine, donne un précipité blanc d'oxyde d'antimoine soluble dans un excès de potasse ou de soude. Les carbonates solubles

y donnent également un précipité blanc , mais qui est insoluble dans un excès de précipitant. Il se dégage en même temps de l'acide carbonique ; car l'oxyde d'antimoine n'est pas susceptible de se combiner avec l'acide carbonique pour former un carbonate ; et l'excès de carbonate alcalin ne redissout pas l'oxyde d'antimoine, parce que celui-ci, étant une fois précipité , n'est pas assez fort pour chasser l'acide carbonique du carbonate alcalin. Les anciens chimistes connaissaient déjà la différence des précipités produits par un alcali pur ou par un alcali carbonaté , sans en pouvoir donner l'explication. L'hydrogène sulfuré précipite le chlorure d'antimoine en jaune orangé. En employant ce réactif, il faut préalablement ajouter au chlorure de l'acide tartrique , afin d'empêcher la formation d'un oxychlorure insoluble que l'eau de l'hydrogène sulfuré tendrait à produire ; car, en règle générale, les réactifs attaquent mieux les corps dissous que les corps non dissous. Le cyanure double de fer et de potassium précipite les sels d'antimoine en blanc. Le fer, le zinc, l'étain, le cuivre , précipitent l'antimoine de ses dissolutions, sous la forme d'une poudre grise qui , séchée au feu , est pyrophorique et s'enflamme spontanément à l'air. Le chlorure d'antimoine peut s'obtenir directement, en dissolvant l'antimoine métallique dans l'eau régale. On peut encore le préparer en chauffant, dans une cornue de grès, de l'oxyde d'antimoine , du sel marin et de l'acide sulfurique. Le chlorure d'antimoine passe à la distillation et l'on a pour résidu du sulfate de soude.

Lorsqu'on fait brûler de l'antimoine dans le chlore, on obtient, non pas du protochlorure d'antimoine, mais du perchlorure, qui est liquide, légèrement jaunâtre, très-volatil, cristallisable, attirant l'humidité de l'air, et se décomposant en acide antimonique par l'addition de beaucoup d'eau. Sa formule est :  $\text{Sb Cl}^4$ .

Le brome, l'iode et le fluor se comportent avec l'antimoine à peu près comme le chlore.

*Hydrogène antimonié (hydrure d'antimoine).*

L'hydrogène antimonié est un gaz (1) incolore et inodore comme l'hydrogène; l'odeur qu'il a quelquefois tient à des matières étrangères. Il est décomposé par la chaleur en hydrogène et en antimoine qui se dépose sur les parois du tube avec l'éclat qui le caractérise. Il brûle avec une flamme blanche tirant légèrement sur le jaune; il est peu soluble dans l'eau. Sa dissolution aqueuse se trouble peu à peu à l'air, se décompose et laisse déposer l'antimoine. Il a beaucoup de ressemblance avec l'hydrogène arsénié. Il est précipité en jaune par l'hydrogène sulfuré; comme l'hydrogène arsénié, il produit en brûlant une tache noirâtre sur une capsule de porcelaine. On distingue la tache antimoniale de la tache arsénicale, en ce que la première ne se dissout point dans l'acide nitrique, qu'elle ne colore point en rouge le nitrate d'argent, et qu'étant humectée par l'eau régale, elle se colore en rouge par l'acide sulfhydrique, tandis que ce même réactif communique à la tache arsénicale, mouillée par l'eau régale, une belle couleur jaune citron. On prépare l'hydrogène antimonié en faisant agir l'acide sulfurique affaibli sur du zinc et de l'oxyde d'antimoine. On recueille le gaz, comme l'hydrogène.

La flamme de l'hydrogène antimonié, à laquelle on présente une capsule de porcelaine, sert à constater des traces d'émétique (médecine légale). (Voy. *Hydrogène arsénié*.)

*Composition.*  $\text{Sb H}^3$  analogue à la formule de l'hydrogène arsénié ( $\text{As H}^3$ ) et à celle de l'hydrogène phosphoré ( $\text{Ph H}^3$ ).

*Alliages d'antimoine* (voyez *Alliages de plomb et de bismuth*).

---

(1) Découvert par M. Pfaff (voy. *Annalen de Poggendorf*, vol. XXXII).

*Sels d'antimoine. (Voyez Chlorure d'antimoine.)*

Les *oxysels d'antimoine* sont mal déterminés incristallisables, de manière qu'on peut, en quelque sorte, en nier l'existence. Ils sont à peu près tous insolubles dans l'eau, excepté ceux dont l'acide est tiré du règne végétal. L'acide tartrique, en se combinant avec l'oxyde d'antimoine et la potasse, donne un sel double qui est employé en médecine sous le nom d'*émétique*.

Les *antimonites* et les *antimoniates* solubles sont précipités en blanc par les acides minéraux. Ils sont peu connus.

## CINQUIÈME FAMILLE.

KALIACÉS (*Kaliacea*).

Cette famille est une des plus naturelles du règne minéral. Elle comprend le *potassium*, le *sodium*, le *lithium* et l'*ammonium* (1). Les trois premiers radicaux se ressemblent autant par leurs propriétés chimiques que par leurs propriétés physiques. Ils sont mous comme de la cire et d'un éclat argentin, lorsqu'ils sont récemment coupés; ils sont très-fusibles et volatils. Ils décomposent l'eau avec flamme, à la température ordinaire. Voici les caractères fondamentaux de cette famille :

1° Les *kaliacés* ont une très-grande affinité pour l'oxygène. Ils s'oxydent et se carbonatent promptement à l'air. Le radical de l'ammoniaque (*ammonium*) n'existe isolément qu'à l'état d'oxyde (voy. *Ammoniaque*). Le potassium et le sodium peuvent se suroxyder : le premier prend 3 équiv. d'oxygène ( $KO^3$ ), l'autre 1 1/2 équiv. d'oxygène ( $Na O^?$ ).

2° Les *kaliacés* oxydés des (potasse, soude, lithine, ammoniaque) sont les bases les plus puissantes et les plus stables de la chimie (*bases alcalines*). Ils sont tous des protoxydes : 1 équiv. d'oxygène (O) est combiné avec 1 équiv. de Ka, ou de Na, ou de Li, ou de Am.

3° La potasse, la soude, la lithine et l'ammoniaque, ainsi que leurs carbonates, verdissent le sirop de violettes (propriété alcaline), et sont indécomposables par la simple action de la chaleur.

4° Les oxydes des *kaliacés* hydratés ne perdent jamais toute leur eau, à quelque température qu'on les expose. Ils en conservent toujours, au moins, 1 équiv. (HO).

5° Les composés des *kaliacés* sont tous extrêmement solubles dans l'eau. Les sels de soude sont les plus solubles de tous.

6° La potasse, la soude, la lithine et l'ammoniaque sont toutes isomorphes entre elles. Leurs sels ont à peu près les mêmes propriétés et peuvent se remplacer les uns les autres dans leurs usages. Les sels de potasse et de soude ont la plus grande analogie avec les sels ammoniacaux. L'alun, à base d'ammoniaque, cristallise en octaèdre, absolument comme les aluns à base de potasse, à base de soude ou à base de lithine.

---

(1) L'ammonium (NH), radical non isolé de l'ammoniaque, fonctionne comme un corps simple.

## POTASSIUM.

SYNONYME. *Kalium*.

*Propriétés physiques.* Le potassium est solide, à peu près de la consistance de la cire. Récemment coupé, il a l'aspect et le brillant de l'argent; mais il se ternit rapidement, devient bleuâtre et gris (en absorbant l'oxygène de l'air). Sa densité est 0,865; aussi nage-t-il sur l'eau. A la température de 0°, il devient cassant et se laisse réduire en poudre. Il fond à 58° et se volatilise à la température rouge sombre, en répandant des vapeurs vertes.

*Propriétés chimiques.* A la température ordinaire et même à plusieurs centaines de degrés au delà, le potassium est, de tous les corps, celui qui a la plus grande affinité pour l'oxygène. Aussi enlève-t-il, dans ces circonstances, l'oxygène à tous les composés oxygénés avec lesquels il se trouve en contact. Mais à une température très-élevée, à la température blanche, le fer est un corps plus désoxygénant que le potassium; car il enlève l'oxygène à la potasse. Mis dans l'eau, le potassium s'enflamme en tournoyant et brûle avec une belle flamme pourpre. Au moment où celle-ci s'éteint, il se manifeste une légère détonnation pendant laquelle des éclats de potasse caustique sont quelquefois projetés au loin. Dans cette action l'eau est décomposée; le potassium s'empare de l'oxygène pour former de la potasse à l'instant où l'hydrogène forme de l'eau avec l'oxygène de l'air. La coloration de la flamme est probablement due à des vapeurs de potassium qui se dégagent en même temps. Lorsqu'on fait brûler un fragment de potassium (enveloppé dans un morceau de papier) sur l'eau, à l'abri du contact de l'air, il ne se produit point de flamme, et il se dégage de l'hydrogène dont le volume correspond, équivalent pour équivalent, à la quantité d'oxygène de la potasse qui se produit. De plus, ce volume d'hydrogène représente exactement



le volume de chlore, de brôme, d'iode ou de cyanogène, que prendrait le potassium pour former un chlorure, bromure, iodure ou cyanure de potassium. On conserve le potassium dans de l'azote, dans de l'hydrogène, ou dans un liquide non oxygéné, dans un carbure d'hydrogène, dans l'huile de naphte, etc.

*Préparation.* Le potassium a été obtenu, pour la première fois, en décomposant la potasse au moyen de la pile. Ce procédé n'est plus employé aujourd'hui. Pour préparer le potassium, on peut se servir des deux procédés suivants : 1° on place dans l'intérieur d'un tube cylindrique de fer des fils ou des fragments de fer. Ce tube est soudé au milieu de manière que les deux extrémités se relèvent. A l'une de ces extrémités s'adapte un tube de verre, qui se rend sous une cloche remplie d'huile de naphte; dans l'autre extrémité du tube, on met des fragments de potasse bien desséchés. Après avoir bien luté l'appareil, on le chauffe à une forte température. Par l'action de la chaleur, la potasse se réduit en vapeur et arrive dans la partie concave (coude) du tube où se trouvent les fils de fer. Là, le fer s'oxyde aux dépens de la potasse, qui se convertit en potassium, dont les vapeurs vertes viennent se condenser dans l'huile de naphte. Pendant cette action, il se dégage de l'hydrogène, ce qui tient à ce que la potasse, quelque concentrée qu'elle soit, contient toujours de l'eau. Or, le fer s'empare, non-seulement de l'oxygène de la potasse, mais encore de l'oxygène de l'eau. Le potassium et l'hydrogène se dégagent donc en même temps. On n'obtient pas, par ce procédé, tout le potassium qu'on devrait obtenir, eu égard à la quantité de potasse employée.

2° On calcine, dans des cornues en fonte, de la crème de tartre (bitartrate de potasse). Celui-ci se transforme d'abord en carbonate de potasse et en charbon; et, à une température plus élevée, en potassium qui distille et qui vient se condenser dans un récipient froid, contenant de l'huile de

naphte. Il se dépose, en même temps que le potassium, une masse grisâtre pyrophorique (spontanément inflammable à l'air), qui est une combinaison particulière de potassium et d'oxyde de carbone. On distille une seconde fois pour purifier le potassium.

### *Oxydes de potassium.*

Il n'existe que deux degrés d'oxydation du potassium :

1° Le *peroxyde*, composé de 3 équiv. d'oxygène et de 1 équiv. de potassium ( $KO^2$ ). Il est de couleur verdâtre et abandonne 2 équiv. d'oxygène au contact de l'eau ou d'un acide. On l'obtient en brûlant du potassium à l'air ou dans l'oxygène.

2° Le *protoxyde* (*potasse caustique*), composé de 1 équiv. de potassium et de 1 équiv. d'oxygène, forme seul des sels avec des acides. C'est l'oxyde le plus important.

En brûlant le potassium dans des tubes étroits, où l'air a peu d'accès, on obtient une masse friable, crayeuse, qui est un mélange de potassium et de protoxyde. Ce mélange avait été regardé, par quelques chimistes, comme un *sous-oxyde de potassium*.

### *Potasse.*

SYNONYMES. *Oxyde de potassium*, *protoxyde de potassium*, *oxyde de kalium*, *kali*, *alcool végétal*, *potasse caustique*, *pietre à cautère*, *Pottasche* (allemand.).

*Propriétés physiques.* La potasse est solide, d'un blanc grisâtre, à cassure fibreuse, d'une saveur excessivement âcre, alcaline, sans odeur. Elle ne conduit l'électricité que lorsqu'elle est humectée. Sa densité est 1,7. La potasse fond vers 350° ou 400°. Une fois fondue, elle se volatilise presque aussitôt, en répandant des vapeurs blanches, âcres, alcalines. Elle n'éprouve pas d'altération en se volatilisant. Elle est très-soluble dans l'eau qui en prend au moins la moitié de son poids.

*Propriétés chimiques.* La potasse la plus concentrée contient toujours au moins 1 équiv. d'eau, qu'on ne peut lui enlever qu'en la chauffant avec un acide. Cette eau paraît être chimiquement combinée avec la potasse, et jouer, en quelque sorte, le rôle d'un acide, comme ce même équivalent d'eau joue, d'une manière inverse, le rôle de base avec l'acide sulfurique. Les cristaux que la potasse est susceptible de produire, à une température basse, contiennent 4 éq. d'eau. Son affinité pour l'eau est si grande, qu'elle dessèche l'air en s'emparant des vapeurs d'eau qui s'y trouvent. A mesure qu'elle absorbe l'humidité, elle devient liquide, *elle tombe en deliquium*. Une fois coulée, la potasse reste liquide, quel que soit le degré de sécheresse de l'atmosphère. On la placerait dans un air complètement desséché, qu'elle n'abandonnerait par un atome d'eau. Cette propriété permet d'employer la potasse comme substance hygrométrique. Comme l'acide sulfurique, elle produit, au contact de l'eau, une élévation de température assez considérable. Mais, exposée à l'air, la potasse absorbe, non seulement l'humidité, mais encore l'acide carbonique en se transformant en carbonate.

L'hydrogène n'exerce aucune action sur la potasse. L'oxygène est absorbé à chaud par la potasse qui se convertit en peroxyde. Cette propriété n'a été reconnue qu'après la découverte du potassium.

Le chlore, le brome, l'iode, sont susceptibles d'éliminer l'oxygène de la potasse, et de donner pour résidu un mélange de chlorure, de bromure, d'iodure de potassium et de chlorate de bromate de potasse.

Le soufre et le phosphore agissent à peu près de la même manière.

Le carbone convertit partiellement, à une température élevée, la potasse en potassium:

Le fer, à la température blanche, s'oxyde aux dépens de la potasse, et donne du potassium qui distille.

La potasse est une oxybase extrêmement puissante.

*Préparation.* On retire la potasse du carbonate de potasse traité par la chaux. A cet effet, on fait bouillir 1 partie de carbonate de potasse avec  $1\frac{1}{2}$  partie de chaux caustique dans 8 à 12 parties d'eau. On prolonge l'ébullition jusqu'à ce que la liqueur ne soit plus troublée par la chaux. Dans cette action, il se produit du carbonate de chaux insoluble et de la potasse qui reste en dissolution. On concentre la liqueur contenant la potasse, en l'évaporant dans un vase de fer, à l'abri du contact de l'air, afin d'éviter l'absorption de l'acide carbonique de l'air par la potasse. Enfin, on achève la concentration en continuant l'évaporation dans un vase d'argent. La potasse ainsi obtenue est d'une densité égale à 1,7. Elle contient un équiv. d'eau; en d'autres termes, 84 p. de potasse contiennent 16 p. d'eau. C'est là son plus grand état de concentration. Lorsque le carbonate de potasse employé pour la préparation de la potasse renferme des sulfates et des chlorures solubles, que la chaux n'aurait pas complètement enlevés, on traite la liqueur, avant de la concentrer, par de l'alcool, qui ne dissout que de la potasse en rendant insolubles les sels étrangers et surtout les sulfates. On chasse ensuite par l'évaporation l'alcool et l'eau. La potasse retirée du carbonate de potasse impur et non purifié par l'alcool, est livrée au commerce sous le nom de *pierre à cautère*.

*État.* La potasse pure ne se rencontre jamais dans la nature à l'état de liberté, comme, du reste, tous les corps susceptibles de s'altérer par la présence de l'air. Les cendres des végétaux contiennent beaucoup de sels de potasse, et particulièrement du carbonate. La cendre des fougères est surtout riche en carbonate de potasse. La potasse existe dans les végétaux à l'état de citrate, de malate, d'oxalate, de tartrate, etc., tous sels qui, par l'effet de la calcination, se convertissent en carbonate. Cela explique le nom d'*alkali végétal* qu'on donnait autrefois à la potasse. Cependant la potasse se rencontre aussi dans le règne minéral; les roches

de feldspath et de granit en contiennent une grande quantité, combinée avec la silice et l'alumine.

*Composition.* La potasse se compose de

489,915 de potassium

100, d'oxygène

$589,915 = KO = 1$  équiv. de potasse réelle saturant 1 équivalent d'acide sulfurique réel ( $501,1 = SO^3$ ). Mais la potasse la plus concentrée contenant (comme l'acide sulfurique) au moins 1 équivalent d'eau, sa formule véritable est  $= KO, HO$ .

*Usages.* La potasse est employée dans la fabrication des savons et des cristaux. La pierre à cautère est de la potasse impure; elle contient une certaine quantité de sels étrangers.

*Caractères des sels de potasse.*

Tous les sels de potasse sont solubles. Les moins solubles exigent environ 260 parties d'eau pour se dissoudre.

1° L'acide tartrique précipite les sels de potasse en blanc (bitartrate). Le précipité ne se forme pas immédiatement.

2° L'acide perchlorique y donne un précipité blanc (chlorate). Les acides periodique et bromique donnent des précipités encore moins solubles que le chlorate.

3° Le sulfate d'alumine y produit un précipité blanc (alun). Le précipité ne se forme pas immédiatement.

4° Le perchlorure de platine y donne immédiatement un précipité jaune-serin (chlorure double de platine et de potassium). Si la dissolution est un iodure de potassium, le précipité est d'un rouge vineux; si c'est un sulfure de potassium, le précipité est noir.

5° Le fluorhydrate de fluorure de silicium (acide hydro-fluo-silicique) donne immédiatement un précipité blanc (fluorhydrate de fluorure de potassium et de silicium).

6° L'acide carbazotique y produit un précipité jaune (car-

bazotate). C'est, de tous les sels de potasse, le plus insoluble; il exige 260 parties d'eau pour se dissoudre.

Comme la potasse et ses sels sont très-solubles, on les dose, dans les analyses, les derniers, c'est-à-dire après avoir auparavant dosé toutes les autres substances. On dose la potasse à l'état de *bisulfate*, parce que l'erreur, s'il y en avait, porterait en grande partie sur l'acide sulfurique.

### *Sulfures de potassium.*

Le soufre peut se combiner en plusieurs proportions avec le potassium. On connaît : 1° le *monosulfure*, 2° le *bisulfure*, 3° le *trisulfure*, 4° le *tétrasulfure*, 5° le *quintisulfure* (*pentasulfure*, *polysulfure*, *persulfure*).

#### 1° *Monosulfure (sulfo-base de potasse).*

C'est, de toutes les combinaisons du soufre avec le potassium, la seule qui joue, comme le protoxyde (potasse), le rôle de base. Le monosulfure de potassium se présente sous forme mamelonnée, de couleur rouge de chair, d'une odeur d'œufs pourris, altérable à l'air, surtout à l'air humide. Il a une réaction alcaline; il est soluble dans l'eau et dans l'alcool, et fusible avant la chaleur rouge.

*Préparation.* Le meilleur procédé pour l'obtenir pur, consiste à calciner, à une température élevée, le sulfate de potasse avec du charbon.

*Composition.* 1 équiv. de potassium, uni à 1 équiv. de soufre. KS.

*Caractères distinctifs.* Mis en contact avec un acide, le monosulfure de potassium dégage, avec effervescence, de l'acide sulfhydrique, sans précipitation de soufre (1). Traité par

---

(1) Si l'acide est hydrogéné, voici l'expression de la réaction :  $RH + KS = KR + HS$ . Si l'acide n'est pas hydrogéné, l'intervention de l'eau est nécessaire, et en représentant l'acide par A, on a :  $A + HO + KS = KO.A + HS$ .

le sulfate de manganèse, il donne naissance à du sulfate de potasse et à du sulfure de manganèse, *sans effervescence*, c'est-à-dire sans dégagement d'acide sulfhydrique.

Combiné avec l'acide sulfhydrique, il forme le

*Sulphhydrate de sulfure de potassium (sulfosel).*

Ce composé cristallise en prismes transparents à quatre ou à six pans terminés par des pyramides à quatre ou à six faces. Sa saveur est âcre et sulfureuse. Il a une réaction alcaline ; car l'acide sulfhydrique est un acide faible qui sature mal les propriétés alcalines des bases. Le sulphhydrate de sulfure de potassium se dissout très-bien dans l'eau et dans l'alcool. Il attire l'humidité de l'air et s'altère en répandant l'odeur d'hydrogène sulfuré.

*Préparation.* On fait arriver un courant d'acide sulfhydrique dans une dissolution de potasse, jusqu'à ce que celle-ci n'absorbe plus de gaz. On chasse l'excès d'acide sulfhydrique en évaporant la dissolution avec précaution, à l'abri du contact de l'air.

*Composition.* 1 équiv. de potassium, uni à 1 équiv. d'acide sulfhydrique. Sa formule est  $KS, SH$ .

*Caractères distinctifs.* Traité par un acide, le sulphhydrate de sulfure de potassium se décompose comme le monosulfure, c'est-à-dire sans précipitation de soufre ; mais *il dégage deux fois plus d'hydrogène sulfuré que le monosulfure*. Il fait effervescence avec le sulfate de manganèse. Dans cette réaction, il se dégage 1 équiv. d'acide sulfhydrique, en même temps que le manganèse forme, avec l'autre équivalent d'acide sulfhydrique, un sulfure ; car il n'y a pas de sulphhydrate de sulfure de manganèse.

Le sulphhydrate de sulfure de potassium, de même que celui de sulfure de sodium et de lithium, résiste, comme les carbonates, à une température très-élevée. Les sulphhydrates de sulfure de baryum et de strontium sont cristallisables ; ils

perdent 1 équiv. d'acide sulfhydrique à la température rouge. Ceux de magnésium et de calcium ne s'obtiennent qu'à l'état liquide; lorsqu'on cherche à les obtenir à l'état solide, ils laissent dégager 1 équiv. d'acide sulfhydrique, en passant à l'état de monosulfures.

### 2° Bisulfure.

*Préparation.* On l'obtient en faisant fondre, à la chaleur rouge, du soufre avec du carbonate de potasse en excès. Le soufre en excès par rapport au carbonate de potasse, donnerait le persulfure de potassium. Il est difficile d'employer exactement la quantité de soufre nécessaire pour former un bisulfure. Il faut ensuite que la chaleur soit assez forte pour chasser tout l'acide carbonique du carbonate de potasse. Il se produit toujours en même temps un peu de sulfate et d'hyposulfite de potasse.

*Composition.* 1 équiv. de potassium, uni à 2 équiv. de soufre.  $KS^2$ .

*Caractères distinctifs.* Traité par un acide, il dégage de l'acide sulfhydrique avec précipitation de soufre.

### 3° Trisulfure.

*Préparation.* On l'obtient en faisant arriver du sulfure de carbone sur du carbonate de potasse chauffé au rouge.

*Composition.* 1 équiv. de potassium uni à 3 équiv. de soufre.  $KS^3$ .

*Caractères distinctifs.* Traité par un acide, il dégage de l'acide sulfhydrique, avec précipitation du soufre. La quantité de soufre qui se précipite est le double de celle qui se précipite dans le bisulfure.

### 4° Tétrasulfure (quadrissulfure).

*Préparation.* On l'obtient en faisant arriver de la vapeur



de sulfure de carbone sur du sulfate de potasse chauffé au rouge.

*Composition.* 1 équiv. de potassium uni à 4 équiv. de soufre,  $KS^4$ .

Traité par un acide, il dégage de l'acide sulfhydrique avec dépôt de soufre. La quantité de soufre qui se dépose est le triple de celle que donne le bisulfure traité de la même manière.

5° *Pentasulfure (quintisulfure, foie de soufre).*

Il est solide, friable, d'une saveur âcre, alcaline et sulfureuse, et d'une odeur d'œufs pourris. Il a une réaction alcaline. Il est soluble dans l'eau qu'il colore en brun rougeâtre. Sa dissolution s'altère à l'air.

Traité par un acide, il dégage de l'hydrogène sulfuré en même temps qu'il se précipite du soufre. La quantité de soufre qui se précipite est le quadruple de celle que donne le bisulfure traité de la même manière.

*Composition.* 1 équiv. de potassium uni à 5 équiv. de soufre.  $KS^5$ .

*Préparation.* On obtient le polysulfure de potassium par différents procédés : 1° En chauffant ensemble (vers 400 ou 500°) du carbonate de potasse et du soufre *en excès*. La potasse rencontrant du soufre *en excès*, n'en prend ni plus ni moins que 5 équivalents pour 1 de potassium. Il se produit en même temps du sulfate de potasse par la réaction de 4 équiv. de potasse sur 1 équiv. de soufre :  $4KO, S = SO^2, KO + 4K$ . Ce mélange de sulfate de potasse et de persulfure de potassium, est connu sous le nom de *foie de soufre*.

2° En traitant le monosulfure de potassium avec du soufre en excès, on obtient le polysulfure exempt de sulfate de potasse. Ce procédé n'est guère employé, parce que la préparation du monosulfure exige d'abord elle-même beaucoup de précautions.

3° En faisant bouillir une dissolution de sulfhydrate de sulfure de potassium avec du soufre en excès, le soufre chasse l'acide sulfhydrique et il se produit un polysulfure. Ce procédé est excellent.

*Usage.* Le foie de soufre est souvent employé en médecine dans le traitement des maladies cutanées, des scrofules, de la syphilis invétérée. Navier l'avait proposé comme contre-poison des sels de plomb, de cuivre, d'arsenic. M. Orfila a le premier démontré non-seulement l'inutilité, mais encore le danger de ce prétendu contre-poison.

*Chlorure de potassium (sel fébrifuge du Sylvius).*

Il cristallise en petits prismes à quatre pans, en cubes, en trémie. Ce sel est anhydre; sa saveur est piquante, semblable à celle du sel de cuisine, qu'il peut, à la rigueur, remplacer dans ses usages. A la température 0°, 100 parties d'eau dissolvent 29,21 de chlorure de potassium; à 100°, 100 parties d'eau en dissolvent 58.

Il retarde considérablement le degré d'ébullition de l'eau. Il est fusible et volatil à la chaleur rouge.

*État.* Il n'existe pas en grande abondance dans la nature. On le trouve dans les cendres des végétaux, dans le salpêtre et dans le sel marin; car les eaux de la mer n'en contiennent que des traces. Il existe dans la soude de varech, matière saline dont la moitié se compose de sel marin, et l'autre moitié de chlorure de potassium, de sulfate de potasse, etc. C'est de là qu'on extrait aujourd'hui le chlorure de potassium.

*Composition.* 1 éq. de chlore = 442,65.

1 éq. de potassium = 489,91.

932,56 = KCl ou KCl<sup>+</sup>.

1 équiv. de chlorure de potassium.

Le chlorure de potassium est une *chlorobase* puissante. Il forme des chlorosels cristallisables avec l'acide *chlorostan-*

*nique* (perchlorure d'étain), l'acide *chloromercurique* (perchlorure de mercure) l'acide *chloro-aurique* (perchlorure d'or), l'acide *chloroplatinique* (perchlorure de platine), etc.

*Iodure de potassium.*

Il cristallise en octaèdres. Sa saveur est âcre. Il est très-fusible et volatil à la température rouge. Il est déliquescent et très-soluble dans l'eau. 100 parties d'eau à 18° en dissolvent 143 parties.

*Composition* analogue à celle du chlorure.  $KI$  ou  $KI^3$ .

*Préparation.* En traitant une dissolution de potasse par l'iode, on obtient de l'iodate de potasse peu soluble et cristallisant le premier, et de l'iodure de potassium qui reste en dissolution.

*État.* Il existe dans les eaux de la mer, dans certaines eaux minérales, dans la soude de varech.

Le *bromure* est analogue à l'iodure.

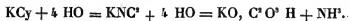
*Fluorure de potassium.*

Il a une réaction alcaline, et cristallise en cubes anhydres. Il se dissout dans un excès d'acide fluorhydrique. Les cristaux qui se déposent dans cette dissolution se composent de 1 équiv. de fluorure de potassium et de 1 équiv. d'acide fluorhydrique. C'est le *fluorhydrate de fluorure de potassium*, analogue au sulfhydrate de sulfure de potassium.

*Cyanure de potassium (prussiate de potasse).*

Le cyanure de potassium est blanc, cristallisable en octaèdres, d'une saveur âcre, amère et exhalant à l'air l'odeur des amandes amères. Il se décompose, au contact de l'air humide, en carbonate de potasse et en acide cyanhydrique qui se dégage. Il a une réaction alcaline comme le sulfure, avec lequel il a, du reste, beaucoup d'analogie. Le cyanure de potassium est très-soluble dans l'eau. Si l'eau est aérée, le cyanure se

décompose rapidement en acide cyanhydrique et en carbonate de potasse. La dissolution de cyanure de potassium, étant chauffée à l'abri du contact de l'air, se transforme en formiate de potasse et en ammoniacque qui se dégage. Voici la formule de cette réaction :



Les cyanures de sodium et d'ammonium sont dans le même cas. Ces cyanures sont vénéneux.

*Composition.* KCy ou  $\text{KCy}^2 = \text{KNC}^2$ .

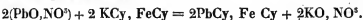
*Préparation.* On obtient le cyanure de potassium en calcinant fortement le sel jaune (cyanoferrure de potassium) dans une cornue de porcelaine. On lave le résidu de la calcination avec de l'eau qui dissout le cyanure de potassium, et laisse un mélange insoluble de carbure de fer et de cyanure de potassium.

Le cyanure de potassium est une véritable *cyanobase*. Il forme, avec le cyanure de fer ( $\text{Fe Cy}$ ), un *cyanoferrate de potassium* (cyanoferrure de potassium ou cyanure double de fer et de potassium, prussiate de potasse ferrugineux jaune) qui est souvent employé comme réactif, parce qu'il donne, avec presque toutes les dissolutions métalliques, des précipités généralement blancs et insolubles.

Le *cyanoferrate de potassium* cristallise en cubes d'un jaune citron. Il est insipide et inodore.

Sa *composition* est  $= \text{Fe Cy} + 2 \text{K Cy}$ , et à l'état cristallisé,  $= \text{Fe Cy} + 2 \text{KCy} + 3 \text{HO}$ .

Dans les précipités que ce réactif produit avec les dissolutions métalliques, 2 KCy sont remplacés par 2 MCy. Fe Cy se retrouve dans tous les précipités. Ainsi, par exemple, en précipitant le nitrate de plomb ( $\text{PbO}, \text{NO}^3$ ) par le cyanoferrate de potassium, on a :

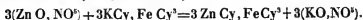


On prépare le cyanoferrate de potassium en faisant bouillir

le bleu de Prusse avec une dissolution étendue de potasse. Le cyanoferrate de potassium se sépare par la cristallisation.

Une dissolution concentrée de cyanoferrate de potassium, dans laquelle on fait passer un courant de chlore, se colore en rouge et ne précipite plus les sels de fer au maximum. On évapore à une douce chaleur pour obtenir, par cristallisation, le *sel rouge* de Gmelin (cyanure rouge de potassium et de fer, prussiate de potasse ferruré rouge, cyanoferride de potassium).

Ce sel cristallise en aiguilles très-déliées, de couleur aurore. Il est anhydre. Sa formule, indiquant sa composition, est  $= 3 \text{ KCy} + \text{Fe Cy}^3$ . C'est un réactif très-sensible. Les précipités qu'il forme avec la plupart des dissolutions métalliques, sont analogues à ceux que produit le sel jaune.  $\text{Fe Cy}^3$  se retrouve dans tous les précipités. Exemple :



Le cyanoferride de zinc est jaune ; c'est le seul sel de zinc coloré. Le sel rouge de Gmelin donne du bleu de Prusse avec les sels de fer au *minimum*, tandis qu'il ne fait que colorer en bleu foncé les sels de fer au *maximum*. Le sel jaune donne du bleu de Prusse avec les sels de fer au *maximum*, et un précipité blanc verdâtre avec les sels au *minimum*.

### *Carbonates de potasse.*

Il existe, outre le carbonate neutre, un *bicarbonate* et un *sesquicarbonate*.

1° *Carbonate neutre* (carbonate de potasse proprement dit).

Ce sel attire fortement l'humidité de l'air et ne tarde pas à tomber en déliquium. Il est très-soluble dans l'eau. L'eau en dissout la moitié de son volume. La dissolution a une saveur et une réaction fortement alcalines ; elle verdit le sirop de violettes et ramène au bleu la teinture de tournesol rougie par un acide ; enfin, le carbonate de potasse agit à peu près

comme la potasse caustique. Ce sel cristallise difficilement. Cependant, lorsqu'on en fait à chaud une dissolution concentrée, elle laisse, par refroidissement, déposer de grandes lames rhomboïdales, composées de 1 équiv. de carbonate de potasse et de 2 équiv. d'eau. Ce carbonate, soumis à l'action de la chaleur, fond d'abord dans son eau de cristallisation (fusion aqueuse), et perd toute son eau; mais il ne laisse pas dégager son acide carbonique, quel que soit le degré de température auquel on l'expose. Ainsi privé d'eau, il ne fond plus qu'à la température rouge cerise (*fusion ignée*), sans se décomposer. En faisant passer un courant de vapeur d'eau sur le carbonate de potasse fondu, on forme un hydrate de potasse avec dégagement d'acide carbonique; et à son tour, l'hydrate de potasse, soumis à un courant d'acide carbonique, passe de nouveau à l'état de carbonate, avec dégagement d'eau; de sorte que l'eau et l'acide carbonique se chassent réciproquement en se substituant l'un à l'autre (1).

Chauffé avec du charbon, à la température blanche, le carbonate de potasse donne du potassium. D'après cela, on conçoit l'action et l'utilité du *flux noir* (carbonate de potasse avec excès de carbone) ou du *flux blanc* dans la désoxydation (*réduction*) des métaux. Le flux noir est le résultat de la calcination de 2 parties de crème de tartre avec 1 p. de salpêtre. Le flux blanc s'obtient par la calcination de parties égales de crème de tartre et de salpêtre.

*État.* Le carbonate de potasse existe dans les cendres des végétaux. Certains terrains produisent des végétaux dont les cendres sont très-riches en carbonate de potasse. Tels sont les terrains feldspathiques.

*Préparation.* En lessivant les cendres (en les traitant par l'eau) on obtient une liqueur légèrement colorée en jaune, contenant

---

(1) L'oxyde de cuivre ne décompose point le carbonate de potasse à une température élevée, comme l'avait annoncé M. Berzélius (Voy. *Fellenberg*, dans *Annal. de Poggendorf*, vol. XLIV, p. 447).

du carbonate de potasse impur. Cette liqueur laisse, après son évaporation, un résidu qui, étant suffisamment concentré, donne la *potasse du commerce*, et prend le nom du pays où elle a été fabriquée (potasse d'Amérique, de Russie, de Trèves, des Vosges, etc.). Les pays couverts de bois et de forêts sont surtout propres à l'exploitation de la potasse. Lorsque le bois est cher, la potasse l'est également; et dans les pays déboisés et voisins de la mer, on remplace, dans beaucoup d'usages, la potasse par la soude. La potasse du commerce est un carbonate de potasse impur; car il contient des quantités variables de sulfate de potasse, de chlorure de calcium ou de sodium, de silice, de chaux, d'oxyde de fer et d'oxyde de manganèse.

Pour obtenir le carbonate de potasse pur, on calcine ensemble 2 parties de crème de tartre et 1 partie de nitre (flux noir). L'acide tartrique de la crème de tartre (bitartrate de potasse), riche en carbone, est amené à l'état d'acide carbonique par l'oxygène de l'acide azotique du nitre (azotate de potasse); et la potasse du nitre, de même que celle de la crème de tartre, passe à l'état de carbonate simple. Un autre procédé pour avoir le carbonate pur, consiste à faire passer dans une dissolution de potasse du commerce un courant d'acide carbonique. Il se produit du bicarbonate de potasse moins soluble que le carbonate simple et qui cristallise le premier en abandonnant tous les sels étrangers qui restent en dissolution dans l'eau-mère; on transforme ensuite, par une légère élévation de température, le bicarbonate en carbonate neutre.

Pour préparer du carbonate de potasse chimiquement pur, on fait arriver un courant d'acide carbonique dans une dissolution alcoolique d'acétate de potasse. Il se produit un mélange de carbonate et de bicarbonate. Ce dernier donne, par une légère calcination, du carbonate neutre pur (1).

*Composition.* Le carbonate neutre de potasse se compose,

---

(1) Bulletin de la Société Impér. des naturalistes de Moscou; 1839; n° 1.

en centièmes, de 68,2 de potasse et 31,8 d'acide carbonique ; en d'autres termes, de 1 équiv. de potasse et de 1 équiv. d'acide carbonique. De là sa formule  $= \text{KO}, \text{CO}^2$ . Le carbonate de potasse est donc un sel neutre par sa composition, quoique alcalin par sa réaction.

*Usages.* Le carbonate de potasse (potasse du commerce) est employé dans la fabrication du verre (cristal), du savon, de l'alun, du salpêtre et du bleu de Prusse. Comme la potasse du commerce n'est jamais pure, il importe de connaître la quantité de potasse réelle qu'elle renferme (Voy. *Alcalimétrie*, pag. 304).

2° *Bicarbonate.* Ce sel cristallise en beaux cristaux rhomboïdaux, volumineux, mais peu réguliers. C'est un des sels de potasse les moins solubles ; 100 parties d'eau, à la température de 10 à 15°, n'en dissolvent que 25 parties. Lorsqu'on fait bouillir une dissolution de ce sel, il se dégage le quart de l'acide carbonique du bicarbonate, et l'on obtient le sesquicarbonate. A une température plus élevée, le bicarbonate perd la moitié de son acide carbonique, et l'on a le carbonate neutre.

*Préparation.* On prépare le bicarbonate de potasse, en faisant arriver de l'acide carbonique dans une série de flacons dont le premier contient de l'eau et les autres des dissolutions concentrées de carbonate de potasse. L'acide carbonique se lave dans le premier flacon d'où il se dégage aussitôt, passe dans les autres flacons et transforme le carbonate neutre en bicarbonate qui cristallise.

*Composition.* Le bicarbonate de potasse cristallisé se compose de 1 équiv. de potasse, de 2 équiv. d'acide carbonique et de 1 équiv. d'eau. Il contient donc 47,1 pour cent d'eau. Sa formule est  $= \text{KO} (\text{CO}^2)^2 \text{HO}$ .

*Sesquicarbonate.* Il se compose de 1 équiv. de base et de  $1\frac{1}{2}$  équiv. d'acide (Thompson). Il sert à peu près aux mêmes usages que les autres carbonates de potasse.



*Azotate de potasse.*

SYNONYMES. *Nitrate de potasse, nitre, sel de nitre, salpêtre, Salpeter*, (allemand.).

Ce sel est un des plus intéressants et des plus anciennement connus. Il cristallise en prismes à six pans, terminés par des pyramides à six faces; il cristallise quelquefois en rhomboédres. Ses cristaux sont anhydres et inaltérables à l'air. Cependant, dans un air humide (dans les caves), ils tombent à la longue en *deliquium*. Sa saveur est fraîche, piquante et amère. L'azotate de potasse fond à 360°, sans éprouver d'altération. Ainsi fondu, il coule comme de l'eau, et se prend, par refroidissement, en une masse opaque, connue sous le nom de *cristal minéral*. A la température blanche, l'azotate de potasse se décompose en azote et en oxygène; il se dégage en même temps un peu de vapeurs nitreuses; c'est pourquoi l'on n'obtient pas exactement 2 vol. et demi d'oxygène pour 1 vol. d'azote.

L'azotate de potasse se décompose rapidement, lorsqu'on le chauffe avec des corps combustibles. Ainsi un mélange fait avec 1 partie de charbon et 3 parties de nitre, déflagre vivement dans le feu; il se dégage de l'azote, de l'acide carbonique, et l'on a pour résidu du carbonate de potasse. Un mélange de 3 p. de nitre, de 2 p. de carbonate de potasse et de 1 p. de soufre, constitue une espèce de poudre fulminante qui, étant chauffée lentement sur une lame d'acier, détonne avec une violente explosion. Un mélange de phosphore et de nitre détonne déjà à la température ordinaire, sous le simple choc du marteau. Il se produit du phosphate de potasse.

L'azotate de potasse est très-soluble dans l'eau. Sa solubilité augmente en proportion de la température.

|         |      |                            |                |
|---------|------|----------------------------|----------------|
| Ainsi à | 0°   | 100 part. d'eau dissolvent | 13,3 de nitre, |
| à       | 18°  | _____                      | 19,            |
| à       | 45°  | _____                      | 74,6           |
| à       | 97°  | _____                      | 236,4          |
| à       | 100° | _____                      | 246,15.        |

A une température plus élevée, la solubilité devient infinie. En général les *sels très-fusibles se dissolvent beaucoup mieux à chaud qu'à froid*. On peut dissoudre à chaud une quantité notable de nitre dans une dissolution de sel marin. A mesure que la dissolution se refroidit, le nitre se dépose et cristallise le premier. Il se dépose, il est vrai, en même temps un peu de sel marin; mais en y ajoutant une nouvelle quantité d'eau, tout le sel marin reste en dissolution pendant que le nitre seul se dépose. La différence de solubilité est donc ici un excellent moyen de séparation.

*Formule de l'azotate de potasse :  $\text{KO}, \text{NO}^3$ .*

*État et préparation.* Le nitre existe tout formé dans la nature. On le trouve dans tous les lieux habités, sur les murs des maisons basses, dans les étables, dans les écuries, sur le sol des caves, des celliers, des bergeries; les terres fumées et les engrais renferment une grande quantité de nitre. C'est pourquoi on a pensé que la présence de matières animales est nécessaire pour la formation du nitre. « Les matières animales, a-t-on dit, contiennent de l'azote combiné avec d'autres substances; la putréfaction le dégage de ses liens: s'il s'échappe, s'il devient gazeux, il ne s'unira point à l'oxygène; mais si, au moment où il va devenir libre, il rencontre de la potasse, qui a beaucoup d'affinité pour l'acide nitrique, alors il se combine à l'oxygène fourni par l'atmosphère, et il y a production de nitrate de potasse. » Mais en Suède, en Prusse, en France, etc., on fait, avec des bases, telles que la chaux et la potasse, des nitrières artificielles dans lesquelles il y a très-peu de matières animales. L'intervention des matières animales n'est donc point nécessaire dans la production naturelle du nitre.

Le nitre naturel n'est point de l'azotate de potasse pur; c'est un azotate à base de chaux, de magnésie, d'ammoniaque, de potasse ou de soude. Ce sont là des espèces de nitre (salpêtres). Ces nitres contiennent, en outre, des chlorures de sodium,

de calcium, de magnésium, et souvent une matière colorante de nature organique.

L'art des *salpétriers* consiste à extraire le salpêtre des terres où il s'est produit naturellement. Voici les principales parties de cette opération : 1° *Lavage*. On traite par l'eau les plâtras et les matières riches en nitre ; on a ainsi une dissolution de tous les sels que nous venons de nommer. 2° *Saturation*. En traitant la dissolution précédente avec du sulfate et du carbonate de potasse, on enlève la chaux et la magnésie, l'une à l'état de sulfate, l'autre à l'état de carbonate. L'expérience apprend qu'on n'obtient jamais une quantité d'azotate de potasse proportionnelle au carbonate et au sulfate employés. 3° *Évaporation*. Après la saturation, on obtient une dissolution d'azotate de potasse contenant des chlorures de potassium et de sodium. En concentrant cette dissolution par l'évaporation, on arrive à un terme où les chlorures se déposent, de manière qu'on peut les enlever facilement. La liqueur, ayant été suffisamment concentrée par l'évaporation, laisse, en se refroidissant, déposer le nitre mêlé d'un peu de chlorure de sodium et de potassium. C'est là le *nitre* ou *salpêtre* brut, dont on détermine ensuite le *titre*, c'est-à-dire la quantité d'azotate de potasse réel. On peut employer, à cet effet, deux procédés : le premier est fondé sur ce qu'une dissolution saturée de nitre (qui, par conséquent, refuse d'en dissoudre davantage) est encore apte à dissoudre le sel marin. Cependant le *titre* indiqué par ce procédé est un peu trop faible, parce qu'il y a toujours un peu de nitre qui se dissout en même temps que le sel marin. Le second procédé consiste à calciner, avec du charbon, le nitre dont on veut connaître le titre. On transforme ainsi l'azotate de potasse en carbonate qui, traité par l'acide sulfurique (voy. *Alcalimétrie*), indique la quantité de potasse qui existe dans le carbonate, et conséquemment dans l'azotate. 4° *Raffinage*. On verse de l'eau bouillante dans une chaudière contenant le nitre qu'on veut purifier.

Après avoir concentré la liqueur par évaporation, on la fait cristalliser dans un bassin très-large et peu profond. On trouble, autant que l'on peut, la cristallisation (en remuant constamment la dissolution). Le nitre qui se dépose est sous forme de cristaux très-petits, ayant l'apparence du sucre ou du sable. L'eau-mère qui surnage, tient en dissolution toutes les substances étrangères. On lave les petits cristaux une seconde et même une troisième fois, afin de les avoir bien purs. Ces lavages ont l'inconvénient d'entraîner la perte d'une certaine quantité de nitre. Mais les gros cristaux présentent un autre inconvénient; c'est qu'étant presque tous creux, ils contiennent dans leur intérieur une certaine quantité d'eau-mère qui rend le nitre impur.

L'azotate de potasse, ainsi préparé et purifié, peut contenir, depuis un dix-millième jusqu'à un vingt-millième de substances étrangères.

*Usages.* Le nitre a de nombreux usages. Il est employé dans la fabrication de la poudre, de l'eau forte et de l'huile de vitriol (acide sulfurique).

*Poudre de guerre:* 75 de nitre,  $12\frac{1}{2}$  de charbon,  $12\frac{1}{2}$  de soufre. Cette poudre laisse, après sa combustion, un sulfure de potassium qui crasse les armes et nécessite de fréquents nettoyages.

*Poudre de chasse:* 78 à 80 de nitre, 14 de charbon, 9 à 10 de soufre. Si la poudre est grossière, elle ne s'enflamme que successivement, de proche en proche, et le projectile est lancé à peu de distance. Si la poudre est, au contraire, plus fine, et que le mélange soit plus intime, le projectile est lancé beaucoup plus loin, parce que tous les grains de la poudre s'enflamment à peu près simultanément. Un litre de poudre donne 450 litres de gaz qui représentent une force de 450 atmosphères; et la chaleur qui se produit en même temps porte cette force, en dilatant les gaz, à plus de 3,000 atmosphères.

Le nitre est employé avec avantage dans l'analyse des métaux. Ceux-ci, chauffés avec le nitre, sont tous oxydés,

excepté les métaux nobles, l'or, l'argent, le platine et le palladium. On obtient donc ainsi facilement la séparation ou le départ de ces métaux des autres. Enfin, le nitre est souvent employé en médecine comme diurétique.

### *Chlorate de potasse.*

SYNONYMES. *Chlorite, muriate suroxygéné de potasse.*

Le chlorate de potasse se présente sous forme de paillettes blanches, rhomboïdales, nacrées, anhydres, d'un poids spécifique égal à 1,98. Il a une saveur fraîche, légèrement amère.

*Action de la chaleur.* Il fond vers 300°; au delà de cette température, il se décompose partiellement en perchlorate de potasse, en chlorure de potassium et en oxygène qui se dégage. Pour que le tout se transforme en chlorure de potassium, il faut chauffer au moins au delà de 400°. Les acides forts, sous l'influence de substances combustibles, décomposent le chlorate de potasse, souvent avec détonnation, et dégagement de lumière. On peut faire l'expérience avec 5 parties de chlorate de potasse, 7 parties de sucre, en versant sur le mélange de l'acide sulfurique. Un mélange de 100 parties de chlorate de potasse, de 12 parties de soufre et de 10 parties de charbon, s'enflamme au contact d'une baguette préalablement trempée dans de l'acide sulfurique. On peut enflammer le chlorate de potasse sous l'eau, en faisant, au moyen d'un tube, arriver de l'acide sulfurique sur ce sel mêlé à quelques morceaux de phosphore. C'est sur la propriété oxygénante du chlorate de potasse qu'est fondée la théorie de la préparation des allumettes dites chimiques. Pour préparer ces allumettes, on trempe des allumettes soufrées dans une espèce de pâte faite avec 60 parties de chlorate de potasse, 14 parties de soufre et 14 parties de gomme, et une quantité d'eau suffisante pour faire une pâte convenable. Lorsqu'on plonge ces allumettes dans de l'acide sulfurique, il y a production

de flamme. L'acide se porte sur la potasse qui met en liberté l'acide chlorique, et celui-ci, cédant son oxygène au soufre, donne naissance à de l'acide sulfureux et à du chlore. Le simple frottement suffit pour produire de la flamme, quand on trempe l'allumette préalablement dans un mélange pâteux fait avec du chlorate de potasse, du sulfure d'antimoine et de la colle.

Le chlorate de potasse, mêlé avec quelques fragments de phosphore, produit, sous le choc du marteau, une vive détonation.

En versant sur le chlorate de potasse quelques gouttes d'acide sulfurique concentré, il se forme une vapeur jaune, accompagnée d'un pétilllement pendant lequel des éclats de sel sont lancés au loin; il se produit de l'acide chloreux, doué d'une odeur de caramel.

*Solubilité.* A 0°, 100 parties d'eau dissolvent 3,3,  
à 49°, 19,  
à 104,8, 60.

La dissolution saturée de chlorate de potasse laisse, par le refroidissement, déposer des paillettes cristallines, présentant les couleurs de l'arc-en-ciel (phénomène d'optique).

*Composition.* 1 équivalent de potasse (589,91), uni à 1 équivalent d'acide chlorique (942,65). Sa formule est =  $\text{KO}, \text{Cl O}^2$ .

*Préparation.* On fait arriver un courant de chlore dans des flacons contenant une dissolution de potasse un peu concentrée; car, si la dissolution était trop délayée, il ne se formerait que du chlorure de potasse.

*Explication.* 6 équiv. de chlore produisent, en réagissant sur 6 équiv. de potasse, 5 équiv. de chlorure de potassium pour 1 équiv. de chlorate de potasse. Voici cette réaction exprimée en formules :  $6 \text{Cl} + 6 \text{KO} = 5 \text{Cl K} + \text{Cl O}^2, \text{KO}$ .

*Sulfate de potasse.*

SYNONYMES. *Sel polychreste de Glaser, sel de duobus, arcanum duplicatum, tartarus vitriolatus.*

Le sulfate de potasse est anhydre. Il cristallise en prismes à quatre ou à six pans, terminés par des pyramides à quatre ou à six faces ; les prismes sont presque toujours engagés ; les deux extrémités prennent des électricités opposées. Le sulfate de potasse a une saveur salée et légèrement amère ; il craque sous les dents. Il est inaltérable à l'air. Il se dissout proportionnellement à la température. Au point de fusion du sel, sa solubilité est infinie. A la température de 10°, 7, 100 p. d'eau dissolvent 10,5 p. de ce sel. Il ne fond qu'à la chaleur blanche, sans se décomposer ; il décrépité sur les charbons ardents. Chauffé avec du charbon, il donne naissance à des produits différents suivant que la température est plus ou moins élevée : 1° A une température très-élevée, toute la base est décomposée, et l'on obtient un *monosulfure de potassium* ; 2° à une température moins élevée (au rouge), on a un *polysulfure*, toute la base n'étant pas décomposée. Le monosulfure ainsi préparé et calciné dans une cornue de grès, est très-divisé et pyrophorique : en le répandant dans l'air il prend feu et se transforme, aux dépens de l'oxygène de l'air, en sulfate neutre.

La formule du sulfate de potasse est  $\text{KO}, \text{SO}^2$ .

Le sulfate de potasse existe naturellement dans les trois règnes.

*Usage.* Il est employé dans la fabrication de l'alun à base de potasse, dans la fabrication du salpêtre, etc. Il est purgatif comme le sulfate de soude.

*Bisulfate.* Il cristallise en prismes très-petits et allongés. Il a une saveur acide et il rougit la teinture de tournesol. Il est plus soluble et plus fusible que le sulfate neutre. Il fond

longtemps avant la chaleur rouge, à laquelle il laisse dégager 1 éq. d'acide sulfurique anhydre pour se convertir en sulfate neutre. Fondu et refroidi, il prend l'aspect d'une masse semblable à de la porcelaine.

Sa formule est  $\text{KO}, (\text{SO}^3)$  ou  $\text{KO}, 2\text{SO}^3$ .

On l'obtient comme résidu, dans la préparation de l'acide azotique, au moyen de l'azotate de potasse et de l'acide sulfurique.

*Usage.* Il est employé dans quelques analyses minérales, et dans la fabrication du vinaigre.

### *Sulfite de potasse.*

SYNONYME. *Sel sulfureux de Stahl.*

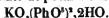
Ce sel cristallise en lames rhomboïdales, blanches d'une saveur piquante et d'un arrière-goût sulfureux. Il s'altère à l'air humide, et se transforme en sulfate. Il est très-soluble. Il décrépité sur les charbons ardents avec dégagement d'acide sulfureux. Le sulfite de potasse peut être employé pour blanchir la soie et la laine, à cause de l'acide sulfureux qu'il renferme et qu'on met en liberté au moyen d'un acide.

### *Phosphate de potasse.*

Ce sel cristallise, absolument comme l'arséniate de potasse, en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces, correspondantes aux pans du prisme. Il a une saveur fraîche et un peu amère. Chauffé, il fond, et se prend en une masse vitreuse qui ne se dissout plus aussi facilement dans l'eau que le phosphate cristallisé.

Il se compose de 1 éq. de base, de 2 éq. d'acide et de 2 éq. d'eau.

Formule du phosphate de potasse cristallisé



Le phosphate qui ne contient que 1 éq. d'acide est incristallisable.



## SODIUM.

SYNONYMES. *Natrium*, *natronium*.

*Propriétés physiques.* Le sodium est un corps solide, un peu moins mou que le potassium; il a, lorsqu'il est récemment coupé, un éclat argentin qui se ternit rapidement à l'air. Sa densité est 0,972. Il fond à 90°; il est moins volatil que le potassium. Il ne se volatilise qu'à la température du verre fondant. A 0°, il devient ductile.

*Propriétés chimiques.* Le sodium décompose l'eau comme le potassium, à la température ordinaire. Il ne s'enflamme pas sur l'eau comme le potassium. Il ne s'y enflamme qu'autant que l'eau a été rendue visqueuse et qu'elle présente peu de surface; il brûle alors avec une *flamme jaune* en tournoyant comme le potassium. Dans cette action, l'eau est décomposée comme par le potassium: l'hydrogène qui se produit à cette température élevée s'empare aussitôt de l'oxygène de l'air pour former de l'eau (1) et l'oxyde de sodium (soude), qui se produit, reste en dissolution dans l'eau.

Le sodium a un peu moins d'affinité pour l'oxygène que le potassium. Il n'enlève l'oxygène aux corps oxygénés qu'à l'aide de la chaleur. Brûlé dans l'oxygène ou dans l'air, il absorbe  $1\frac{1}{2}$  éq. d'oxygène, en passant à l'état de sesquioxyde. Le potassium prend dans cette même circonstance 3 équival. d'oxygène.

Le sodium est isomorphe avec l'argent.

*Préparation.* On prépare le sodium de la même manière que le potassium; seulement la décomposition de la soude (pour obtenir le sodium), est plus difficile que la décomposition de la potasse. Un peu de potasse mêlée avec la soude facilite la préparation du sodium qui renferme alors un

---

(1) On recueille l'hydrogène pur, lorsqu'on opère à l'abri du contact de l'air ou de l'oxygène.

peu de potassium. En renouvelant, de temps en temps, l'air du vase dans lequel on conserve le sodium, le potassium ne tarde pas à s'oxyder et à se séparer ainsi du sodium. *Symbole du sodium* : Na (natrium) = 290,92. Suivant l'isomorphisme du sodium avec l'argent, il faudra doubler le poids du sodium =  $2\text{Na}$  (1).

### *Oxydes de sodium.*

Il y a deux degrés bien déterminés d'oxydation du sodium : 1° le protoxyde de sodium ; 2° le sesquioxyde de sodium.

Le prétendu sous-oxyde de sodium est un mélange de protoxyde et de sodium. Il se forme par l'exposition du sodium à l'air. Mis dans l'eau, il y a oxydation et dégagement d'hydrogène ; ce qui prouve que le prétendu sous-oxyde est un mélange de sodium et de protoxyde.

Le protoxyde de sodium se combine seul avec les acides pour former des sels. Le sesquioxyde, mis en contact avec un acide, dégage un  $1/2$  éq. d'oxygène, pour passer à l'état de protoxyde qui se combine ensuite avec l'acide employé. Le plus intéressant de ces oxydes est le :

### *Protoxyde de Sodium.*

SYNONYMES. Soude, soude caustique, hydrate de soude, alkali minéral, natron, Natrium-oxyd (allem.), soda (anglais).

*Propriétés physiques et chimiques.* Il existe une si grande ressemblance entre la potasse et la soude, qu'il est souvent difficile de distinguer l'une de l'autre. Les propriétés alcalines, la saveur, la causticité, etc., sont un peu moins marquées dans la soude que dans la potasse. Comme la potasse, la soude contient toujours au moins 1 éq. d'eau, qu'on ne peut lui

(1) On the received equivalents of potash, soda and silver (Johnston, Philos. Magaz. 1838, p. 407).

enlever qu'au moyen d'un acide qui se substitue à l'eau. Le protoxyde du sodium anhydre n'existe pas ; car l'oxyde qu'on obtient par la combustion du sodium dans l'oxygène sec , est un *sesquioxyde*. La soude la plus concentrée contient 22,5 pour cent d'eau. Elle est déliquescente comme la potasse. Sa solubilité dans l'eau est indéfinie ; sa dissolution laisse , à une température assez basse , déposer des cristaux d'hydrate de soude. Elle fond au rouge obscur ; au delà de cette température , elle se volatilise. Elle est un peu moins volatile que la potasse.

La soude sature très-bien les acides et forme des sels éminemment solubles.

*État.* La soude caustique n'existe pas dans la nature. On la rencontre à l'état de combinaison ( carbonate, chlorure, iode , sulfate , etc. ) dans les eaux de la mer et dans toutes les plantes marines dont les cendres fournissent la soude de varec ( *Barillas, Kelp* ). Les genres *salsola* , *salicornia* , *fucus* , sont les plus riches en soude. La soude se trouve dans le sel gemme , à l'état de chlorure de sodium , ce qui lui a fait donner , par les anciens , le nom d'*alkali minéral*.

*Préparation.* On retire la soude , comme la potasse , du carbonate , en employant les mêmes procédés que pour la préparation de la potasse.

*Procédé pour retirer la soude du chlorure de sodium.* On traite le chlorure de sodium par de l'acide sulfurique. Il se dégage de l'acide chlorhydrique (*esprit de sel*) qu'on recueille pour d'autres usages. Le sulfate de soude qu'on a pour résidu (*caput mortuum*) est ensuite calciné avec du charbon et de la chaux , jusqu'à consistance pâteuse. On obtient ainsi du sulfure de sodium ( sulfate de soude décomposé par le charbon ) qui cède son soufre à la chaux. Le sodium , devenu libre , s'oxyde et se carbonate , de sorte que la soude , ainsi préparée , contient toujours un peu de carbonate. C'est là la *soude artificielle* du commerce.

*Composition.* La soude est composée de sodium et d'oxy-

gène. La quantité de sodium qui se combine avec 100 d'oxygène est = 290,92 (Na.)

100

390,92 = 1 éq. de soude réelle = NaO, auquel il

faut ajouter

1 éq. d'eau = 112,48

503,40 = NaO, HO.

L'équivalent de la soude est donc moins pesant que l'équiv. de potasse, et la capacité de saturation de sodium pour l'oxygène, est plus grande que celle du potassium, puisqu'une quantité moindre de sodium sature la même quantité d'oxygène que le potassium.

#### *Caractères distinctifs de la soude et de la potasse.*

Des fragments de potasse et de soude exposés à l'air (dans des capsules de porcelaine), absorbent l'humidité et finissent par couler (*déliquescence*); mais au contact prolongé de l'air, la potasse reste déliquescente (*carbonate de potasse déliquescent*), tandis que la soude prend l'aspect d'une farine blanche; elle s'effleurit (*carbonate de soude efflorescent*).

*Usages.* La soude a de nombreux usages. Elle sert dans la fabrication du verre, du savon, dans la préparation de la lessive, etc. La soude a aujourd'hui presque partout remplacé la potasse; il n'y a que les cristaux dont la fabrication exige absolument l'emploi de la potasse.

#### *Caractères des sels de soude.*

Les sels de soude sont encore plus solubles que les sels de potasse. Les réactifs, qui précipitent la potasse et ses sels, ne précipitent point les sels de soude. Ainsi, le perchlorure de platine ne fait que colorer la liqueur. L'acide tartrique, le sulfate d'alumine, l'acide hydroflu-silicique, etc., n'y produisent

point ou à peine de trouble. Le seul réactif qui précipite les sels de soude, c'est l'acide *periodique* (acide heptaïodique). Encore, le periodate de soude est-il soluble dans une grande quantité d'eau.

*Caractères distinctifs.* 1° Les sels de soude colorent la flamme du chalumeau en *jaune*, tandis que les sels de potasse la colorent en *violet pâle*.

2° Les formes cristallines qu'affectent les sels de soude sont différentes de celles des sels de potasse.

Ainsi, le *sulfate de soude* cristallise en *prismes rhomboïdaux*, tandis que le *sulfate de potasse* cristallise en *pyramides à six faces* (les prismes étant engagés).

L'*azotate de soude* cristallise en petits *prismes rhomboédriques*, tandis que l'*azotate de potasse* cristallise en *prismes hexaèdres*.

Dans les analyses, la soude se dose comme la potasse. Pour séparer la potasse de la soude, le meilleur procédé consiste à transformer l'une et l'autre en *chlorure*. L'abaissement de température que produit chacun de ces chlorures pour son compte permet d'évaluer la quantité de chlorure de potassium, et partant celle de chlorure de sodium existant dans le mélange.

#### *Chlorure de sodium.*

Syn. *Chlorhydrate de soude, sel marin, sel gemme, sel de cuisine, sel.*

*Propriétés physiques et chimiques.* Le chlorure de sodium est de tous les sels le plus anciennement connu; il porte le nom de *sel* par excellence. Il cristallise, comme le chlorure de potassium, en cubes, en parallélipipèdes rectangles ou en trémies. En Allemagne et en général dans le Nord, on le fait plus particulièrement cristalliser en trémies: ce sont de gros cristaux creux et à parois minces, donnant quelquefois le double du volume de la masse de sel réelle. Dissous dans l'eau il ne produit que très-peu de froid, tandis que le chlorure de potassium en produit beaucoup. On a tiré parti de la propriété qu'ont ces chlorures dissous dans l'eau, de

produire un abaissement de température, *chacun pour son propre compte*, pour les séparer l'un de l'autre dans les analyses (Gay-Lussac).

Le chlorure de sodium est déliquescent quand il est exposé à un air très-humide (86° de l'hygromètre de Saussure).

A 150°, 100 parties d'eau en dissolvent 36 parties ;  
à 109°,7 ————— 40,4.

Le chlorure de sodium retarde le point d'ébullition de l'eau. Mis sur les charbons ardents, il décrépité, ce qui tient à de l'eau mécaniquement interposée. Il y en a qui ne décrépité pas, c'est le *sel gemme*, qu'on trouve à une grande profondeur de la terre, ordinairement au dessous des terrains secondaires, très-près des grands dépôts de houilles. Mis dans l'eau, non-seulement il ne décrépité pas, mais encore il produit une petite effervescence en dégageant de l'hydrogène (1). C'est de l'hydrogène libre, disséminé dans les interstices des molécules du sel. Le sel marin ordinaire fondu et cristallisé ne décrépité pas non plus, comme le sel gemme; d'un autre côté, le sel gemme dissous et cristallisé dans l'eau décrépité comme le sel ordinaire. Le sel gemme a donc, non pas une origine aqueuse, mais une *origine ignée*; c'est une espèce de lave provenant peut-être de l'ignition de l'intérieur du globe. — Le chlorure de sodium demande pour se fondre une température plus élevée que le chlorure de potassium. Une fois fondu, il se volatilise longtemps avant son point d'ébullition. C'est pour cela qu'on s'en sert pour vernir la poterie de grès. Les vapeurs qui frappent le vase produisent, en se combinant avec une partie de silice, une espèce de vernis. Le chlorure de sodium, chauffé avec de la silice, dans un

---

(1) Le sel gemme (*Kniestersalz*) de Wicliczka donne, en décrépitant, un gaz composé d'hydrogène 1,17  
— d'oxyde de carbone 0,84 (H. Rose, *Annal de Poggendorf*,  
— de gaz des marais 2,91. an. 1839; p. 353 ).

tube , ne produit rien ; si l'on y ajoute de l'eau , il y a formation de silicate desoude et dégagement d'acide chlorhydrique.

*État.* Le chlorure de sodium est abondamment répandu dans la nature. Il existe dans les eaux de la mer et dans l'intérieur de la terre. Dans ce dernier cas , il existe soit sous forme de masses compactes , anhydres , constituant le sel gemme , sel minéralisé ; soit sous forme liquide , dissous dans l'eau , constituant des sources ou fontaines salées (*Salzsoolen*). Il faut creuser quelquefois à une assez grande profondeur dans le sol pour trouver les fontaines salées , parce que l'eau salée , étant plus dense que l'eau ordinaire , doit être soumise à une pression plus grande pour être élevée au même niveau que l'eau douce. La température de ces fontaines est assez élevée et presque constante. Le sel gemme est de formation ignée. Les mines de sel gemme de la Pologne sont à plus de 300 mètres au-dessous de la surface du sol , et à 50 mètres au-dessous du niveau actuel des mers. Il y a en Afrique et en Amérique (Cordillères), de ces mines qui se trouvent presque à la surface du sol ; ce qui ne prouve rien contre l'opinion que le sel gemme est de formation ignée , puisque les roches granitiques , et autres de formation ignée , peuvent , suivant les terrains , se trouver également à la surface du sol.

Le sel marin , qu'on rencontre ainsi dans la nature , n'est presque jamais pur. Il renferme toujours d'autres sels ou substances étrangères.

*Les eaux de la mer* contiennent, dans 100 parties d'eau :

|                         |         |
|-------------------------|---------|
| Chlorure de sodium      | — 2,50. |
| — de magnésium          | — 0,35. |
| Sulfate de magnésie     | — 0,58. |
| Carbonate de chaux et   |         |
| de magnésie             | — 0,02. |
| Sulfate de chaux        | — 0,01. |
| Des traces d'iodures et |         |
| de bromures.            |         |

*Sources salées de Schonebeck (Allemagne), dans 100 parties :*

|                       |         |
|-----------------------|---------|
| Chlorure de sodium    | — 9,62. |
| Sulfate de soude      | — 0,24. |
| — de magnésie         | — 0,01. |
| — de chaux            | — 0,33. |
| Chlorure de magnésium | — 0,08. |
| Carbonate de chaux    | — 0,02. |
| Sulfate de potasse    | — 0,01. |

*Château-Salins (France), en 1000 parties :*

|                    |           |
|--------------------|-----------|
| Chlorure de sodium | — 132,17. |
| — de magnésium     | — 4,61.   |
| Sulfate de chaux   | — 5,63.   |
| — de magnésie      | — 3,99.   |
| Carbonate de chaux | — 0,25.   |
| Eau                | — 853,35. |

*Préparation.* On retire le chlorure de sodium (sel marin) des eaux de la mer, de la manière suivante. On profite de la marée haute, pour faire arriver les eaux de la mer dans des espèces d'étangs, offrant une très-large surface. L'eau s'évapore rapidement à l'air (surtout dans les pays méridionaux), et laisse déposer les matières salines sur un fond argileux (*marais salants*). Les eaux-mères qui surnagent contiennent la plupart des substances étrangères qui rendent le chlorure de sodium impur.

Le sel ainsi obtenu n'est jamais pur ; il est diversement coloré en gris, en rouge, en jaune, etc.

Pour retirer le chlorure de sodium des sources salées, les procédés varient suivant que ces sources sont plus ou moins riches en sel. Si les sources sont riches, on concentre l'eau de ces sources immédiatement dans des chaudières larges et peu profondes. Les sels terreux et les autres sels peu solubles (sulfate de chaux, carbonate de chaux, alumine, etc.) s'incrustent sur les parois des chaudières, sous forme de masses pier-



rieuses appelées en allemand *Pfannenstein* (pierres de chaudière), tandis que le chlorure de sodium se dépose sous forme de petits cristaux. Les sels très-solubles (chlorure de calcium, de magnésium, sulfate de magnésie, etc.) restent dans l'eau-mère (*Bittersoole*).

Si la source est peu riche, c'est-à-dire si elle contient peu de sel dans une grande quantité d'eau, on charge l'atmosphère de l'évaporation, pour économiser le combustible. A cet effet, on fait tomber l'eau d'une hauteur assez considérable sur des fagots ou des brins de paille (pour multiplier les surfaces). L'eau, en se vaporisant en partie, laisse déposer les sels peu solubles (sulfate et carbonate de chaux), et le reste s'écoule dans un réservoir commun. Cette opération s'appelle *gradation*. L'eau, ainsi concentrée, *graduée*, est ensuite évaporée dans des chaudières larges, comme nous venons de l'indiquer. Les fagots incrustés de sels calcaires (*Dor-nenstein*) donnent un excellent engrais, et les eaux-mères sont employées dans la fabrication de l'eau de Sedlitz et du sel de Glauber.

Le chlorure de sodium ainsi obtenu contient toujours des traces de sels étrangers.

*Composition.*  $\text{Cl Na}$ , ou  $\text{Cl}^{\text{Na}}$ .

*Usages.* Le chlorure de sodium est, de tous les sels, le plus utile à l'homme. On s'en sert comme assaisonnement, pour conserver les viandes, pour fabriquer la soude artificielle, l'esprit de sel, le chlore, et pour vernir les poteries de grès.

Le soufre, l'iode, le brème, le fluor et le cyanogène produisent, avec le sodium, des composés analogues aux composés correspondants de potassium.

#### *Carbonate de soude.*

*Propriétés physiques et chimiques.* Il peut cristalliser de différentes manières, suivant la quantité d'eau qu'il renferme. Sa saveur est alcaline, caustique; il s'effleurit à l'air. La chaleur lui fait éprouver la fusion aqueuse et ensuite la fusion

ignée, sans le décomposer. Il a une réaction alcaline. Un courant de vapeur d'eau; qu'on fait arriver sur le carbonate fondu, en chasse l'acide carbonique et donne à sa place un hydrate de soude; on obtient de même, d'une manière inverse, le carbonate, en faisant arriver sur l'hydrate de soude un courant d'acide carbonique. Chauffé avec le phosphore, le carbonate de soude se décompose en donnant naissance au phosphate.

*État.* Le carbonate de soude est abondamment répandu dans la nature. Il accompagne presque toujours le chlorure de sodium, le chlorure de potassium et le carbonate de chaux. Toutes les plantes marines laissent, après leur incinération, une masse grisâtre, appelée, suivant les pays où elle a été obtenue, soude d'Alicante, de Malaga, de Narbonne (salicor), d'Aigues-Mortes (blanquette), de Normandie (varec), soude qui n'est autre chose que du carbonate de soude contenant du chlorure de sodium, du carbonate de chaux, du sulfate de soude, plus, des composés d'iode et de brome; car il est rare de ne pas rencontrer des traces de bromures et d'iodures là où il y a des chlorures.

*Composition.*  $\text{Na O, CO}^2 =$  carbonate simple anhydre. Il est susceptible de cristalliser avec 10 équiv. d'eau.

*Usages.* Le carbonate de soude peut être employé à peu près aux mêmes usages que le carbonate de potasse.

#### *Bicarbonate de soude.*

Il n'est point efflorescent. Il est un peu moins soluble dans l'eau que le précédent. 100 parties d'eau, à la température ordinaire, n'en dissolvent que 10 parties. Exposé à la chaleur, il laisse d'abord dégager  $\frac{1}{2}$  équiv. d'acide carbonique; en se transformant en *sesquicarbonate*. En chauffant davantage, il se transforme en *carbonate simple*.

*État.* Il existe dans quelques eaux minérales, dans les eaux de Vichy, etc.

*Composition.*  $\left\{ \begin{array}{l} \text{NaO, (CO}^2)^2, = \text{bicarbonate anhydre non} \\ \text{cristallisé.} \\ \text{NaO (CO}^2)^2, + 2 \text{HO} = \text{bicarbonate cristallisé.} \end{array} \right.$

*Préparation.* On le prépare en faisant arriver dans une dissolution de carbonate de soude, de l'acide carbonique en excès.

*Usages.* On s'en sert dans la fabrication de l'acide carbonique, des eaux gazeuses artificielles, de la limonade gazeuse, des pastilles de d'Arcet, etc.

*Sesquicarbonate.* Il cristallise difficilement. Il est inaltérable à l'air et a une réaction alcaline. Ce sel existe naturellement dans quelques lacs de l'Égypte. On le trouve dans le lac Nolia (province Maracaïbo), de l'Amérique méridionale; il est connu dans le pays sous le nom d'*Urao*.

*Composition.* 2 NAO (CO<sup>2</sup>)<sup>3</sup>, sesquicarbonate réel.

#### *Alcalimétrie.*

La potasse et la soude constituent, à cause de leurs nombreux usages, une branche importante du commerce. Mais ces substances, telles que le commerce les fournit, ne sont jamais pures; elles contiennent des quantités notables de chlorure de potassium, de chlorure de sodium, de sulfates de soude et de potasse, sels que l'on considère comme des matières étrangères. Les pays qui avoisinent les côtes de la mer font un grand commerce de soude (soude d'Alicante, de Normandie, d'Aigues-Mortes, etc.), tandis que les pays de l'intérieur des continents, couverts de forêts, font un commerce étendu de potasse (potasse des Vosges, d'Allemagne, de Russie, etc.). Or, le consommateur a grand intérêt à connaître la quantité de potasse ou de soude réelle (carbonate de potasse ou de soude) contenue dans la potasse ou dans la soude brute du commerce. L'opération qui a pour objet d'évaluer cette quantité, s'appelle *Alcalimétrie*. Et la quantité de potasse évaluée par cette opération, s'appelle le *titre* de la potasse.

*Essai alcalimétrique de la potasse.*

1° On sait qu'un équivalent de potasse sature exactement un équivalent d'acide sulfurique pour former un sulfate neutre de potasse; c'est-à-dire que 5,89915 de potasse neutralisent exactement 5,011 d'acide sulfurique réel, ou 6,364 d'acide pur et concentré ordinaire ( $\text{SO}^3$ , HO); en d'autres termes 5 grammes d'acide sulfurique pur et concentré neutralisent exactement 4<sup>gr</sup>,807 de potasse. Donc, lorsqu'on ajoute à 4<sup>gr</sup>,807 de potasse, un peu plus de 5 grammes d'acide sulfurique, la liqueur sera acide et changera la couleur bleue de la teinture de tournesol en couleur *pelure d'oignon*. En restant au-dessous de cette quantité, la liqueur sera alcaline, et loin de rougir la teinture de tournesol, elle ramènera au bleu la teinture de tournesol rougie par un acide.

2° On met dans un tube gradué 5 grammes d'acide sulfurique pur et concentré, ayant une densité égale à 1,8427 à 15°, et pour composition  $\text{SO}^3$ , HO. On ajoute assez d'eau pour que l'acide étendu occupe 100 divisions. C'est là ce qu'on appelle *acide sulfurique normal*.

3° On dissout dans de l'eau distillée 4<sup>gr</sup>,807 de la potasse du commerce dont on cherche à évaluer le titre. Il est inutile de partager cette dissolution en 100 parties égales, comme celle de l'acide sulfurique, puisque le total de l'acide sulfurique normal neutralise exactement 4<sup>gr</sup>,807 de potasse réelle, et que la moitié sature la moitié de 4<sup>gr</sup>,807; le tiers, le tiers de 4<sup>gr</sup>,807, etc. Or, comme la potasse du commerce n'est jamais de la potasse réelle, il est évident que 4<sup>gr</sup>,807 de potasse du commerce ne satureront jamais la totalité de l'acide sulfurique normal, mais seulement le tiers, le quart, le cinquième, le sixième, etc., suivant la quantité de potasse réelle. Pour apprécier le point de saturation, on mêle la dissolution de potasse avec de la teinture de tournesol. A mesure qu'on ajoute de l'acide sulfurique, la potasse de-

gage de l'acide carbonique qui colore en rouge vineux la teinture bleue du tournesol. Tant que cette coloration persiste, on continue d'ajouter de l'acide sulfurique par petites quantités à la fois. On s'assure, en outre, que c'est l'acide carbonique qui rougit le tournesol, en y trempant un morceau de papier bleu de tournesol, et en l'exposant un peu à la chaleur : l'acide carbonique s'en va, et le papier redevient bleu. Enfin, il arrive un moment où l'acide sulfurique a chassé tout l'acide carbonique du carbonate de potasse. Si alors on continue à ajouter de l'acide sulfurique, celui-ci réagit sur la teinture de tournesol, qu'il colore en pelure d'ognon. Il existe, il est vrai, un bisulfate de potasse ; mais heureusement il est acide. Or, quant à la quantité d'acide sulfurique ajoutée en dernier lieu, de deux choses l'une : ou la totalité a réagi sur le tournesol, et alors la liqueur était déjà neutralisée avant d'y ajouter la dernière partie d'acide sulfurique ; ou une partie seulement a réagi sur le tournesol, tandis qu'une autre partie a servi à neutraliser la potasse qui n'était pas encore complètement neutralisée. En ajoutant donc à la liqueur une quantité déterminée de potasse prise dans une dissolution de potasse normale faite à peu près avec les mêmes précautions que celle de l'acide sulfurique normal, on peut, après quelques tâtonnements, arriver à des résultats exacts. Enfin, après avoir trouvé de cette manière qu'il a fallu, par exemple, 15 divisions d'acide sulfurique pour neutraliser une dissolution de 4<sup>re</sup>,807 de potasse du commerce, on dit que la potasse est au titre de 15, ce qui signifie qu'en achetant 100 kilog. de cette potasse, on n'achète réellement que 15 kilog. environ de potasse pure.

Pour évaluer le titre de la soude, on procède absolument de la même manière que pour la potasse. Il faut seulement se rappeler que la capacité de saturation de la soude est plus grande que celle de la potasse, et qu'il ne faut que 3<sup>re</sup>,185 de soude pour saturer 5 grammes d'acide sulfurique.

*Sulfate de soude.*

*Sel de Glauber, sel admirable, soude vitriolée, alcali minéral vitriolé.*

Il cristallise en prismes rhomboïdaux, accolés les uns aux autres, de manière à présenter l'aspect de cristaux cannelés. Le sulfate de soude cristallisé contient 10 équivalents d'eau. Aussi peut-il éprouver la *fusion aqueuse*, et, après que l'eau de cristallisation s'est dégagée, la *fusion ignée*. Il a une saveur un peu amère, et fraîche comme de la glace appliquée sur la langue. Il est plus soluble que le sulfate de potasse. Sa solubilité présente un singulier phénomène : d'abord elle augmente à mesure que la température s'élève; elle arrive bientôt à son maximum, puis elle diminue, bien que la température aille toujours en augmentant.

|          |                                |                            |
|----------|--------------------------------|----------------------------|
| Ainsi, à | 0°, 100 p. d'eau en dissolvent | 12,7 parties.              |
| à        | 25°, 05                        | 99,5                       |
| à        | 32°, 73                        | 322,12 ( <i>maximum</i> ). |
| à        | 50°, 4                         | 262,3                      |
| à        | 103°, 2                        | 208,5                      |

Une dissolution saturée de sulfate de soude (à 33°) peut être soumise à la température de 0°, sans qu'elle laisse déposer aucun cristal, pourvu qu'on opère dans un espace vide (dans un tube fermé à la lampe) ou en recouvrant la dissolution d'une couche d'huile. Mais, dès qu'on y plonge un corps solide ou qu'on y fait arriver de l'air, la cristallisation se manifeste aussitôt. En même temps le tube s'échauffe un peu. D'autres sels présentent le même phénomène, seulement à un degré plus faible.

Le sulfate de soude anhydre (thénardite) est isomorphe avec le sulfate d'argent.

*Composition.*  $\text{NaO}, \text{SO}^3 = 1$  équiv. de sulfate de soude réel (après la fusion ignée).  $\text{NaO}, \text{SO}^3 + 10\text{HO} = 1$  équiv. de sulfate de soude cristallisé.

*Usages.* Il est employé dans la fabrication du verre.

C'est un excellent purgatif à la dose de 30 grammes. On

fait, avec 5 parties de sulfate de soude pulvérisé et 4 parties d'acide sulfurique à 36 degrés, un mélange frigorifique propre à la congélation de l'eau renfermée dans des tubes cylindriques de fer-blanc.

*Le séléniate de soude* a les mêmes propriétés que le sulfate.

*Bisulfate.* Il cristallise en prismes à quatre faces. Il est légèrement déliquescent. *Composition* :  $\text{NaO}(\text{SO}^3)^2 + 4\text{H}_2\text{O}$ . Il est tout à fait analogue au bisulfate de potasse. (Thomson.)

### *Borate de soude.*

SYNONYMES. *Borax*, *tinckal*, *biborate de soude*.

Ce sel est susceptible de cristalliser : 1° en prismes hexaèdres, terminés par des pyramides trièdres ; 2° en octaèdres. Ses cristaux s'effleurissent à l'air. Le borate de soude à cristaux prismatiques est le borax des anciens. Il contient 10 équivalents d'eau ; soumis à la chaleur, il éprouve la fusion aqueuse, puis la fusion ignée. Dans ce dernier état, il est visqueux, et forme, en se refroidissant, une masse vitreuse, transparente et inattaquable par les corps combustibles. C'est à cause de cette propriété que le borax a été employé comme fondant et pour souder le fer, l'or, etc. Ce qui facilite la fusion du métal, c'est l'oxyde métallique qui se produit et qui a de la tendance à se combiner avec le borax. Une couche de borax préserve le métal de l'oxydation. Beaucoup d'oxydes métalliques prennent, étant fondus avec le borax, différentes nuances de coloration, la plupart très-estimées dans les arts. Ainsi, l'oxyde de chrome donne une matière verte ; l'oxyde de cobalt, une matière bleue ; et l'oxyde de manganèse, une matière violette. L'eau en prend  $\frac{1}{10}$  de son poids, à froid ; à chaud, elle en prend la moitié. La dissolution saturée (faite à chaud) a une réaction alcaline et laisse déposer des cristaux octaédriques, constituant le *borax octaédrique* ou le *borax moderne*. Les cristaux contiennent seulement 5 équivalents d'eau. Ce borax est très-dur et préférable au borax ancien.

*État.* Le borax se rencontre, enduit d'une matière savonneuse, dans plusieurs lacs des montagnes du Thibet. C'est le *tinckal* des Indiens. On le purifie en le lavant dans de l'eau légèrement alcaline et en l'abandonnant à la cristallisation. En Toscane, on prépare le borax en saturant, avec la soude, l'acide borique qu'on trouve naturellement dans quelques lacs de ce pays.

*Composition.*  $\text{NaO}(\text{BO}^3)^2 = 1$  équiv. de borate de souderéal ; il est acide d'après sa *composition*, et alcalin par sa *réaction*.

*Usages.* Le borax est souvent employé dans les arts comme fondant et pour faciliter la soudure des métaux.

*Azotate de soude (nitre cubique, nitre du Chili).*

Ce sel a presque les mêmes propriétés que l'azotate de potasse qu'il peut remplacer partout, excepté dans la fabrication de la poudre. Il cristallise en cubes ou plutôt en rhomboïdes, également anhydres. Il a une saveur d'abord fraîche, puis brûlante. Il est plus soluble que l'azotate de potasse.

à 0°, 100 parties d'eau en dissolvent 73,2

à 100°, ————— 175,5.

Il est de même plus déliquescent que le nitre ; c'est pourquoi la poudre dans laquelle entre l'azotate de soude, est difficile à conserver,

*État.* On a rencontré au Pérou, à Atacama, des masses très-considérables d'azotate de soude dans une terre argileuse. On en transporte depuis 1823 en Europe. On le vend dans le commerce sous le titre de *nitre du Chili*. On le trouve également dans quelques lacs de l'Égypte, dans la mer Morte, etc.

*Composition.*  $\text{NaO}$ ,  $\text{NO}^3$  ou  $\text{NaO}$ ,  $\text{Az}^3\text{O}^5$  (en atomes).

*Phosphate de soude.*

SYNONYMES. *Sel microcosmique, sel admirable perlé.*

Il cristallise en prismes obliques à base rhombe. Les angles sont, l'un 67°, 50' et l'autre 110°, 10'. L'arséniate de soude



cristallise de la même manière à la minute près, de sorte qu'il est impossible de distinguer ces sels l'un de l'autre par le simple aspect. Le phosphate de soude cristallisé contient 12 équivalents d'eau. Soumis à la chaleur, il peut éprouver la fusion aqueuse, puis la fusion ignée. En éprouvant la fusion ignée, il se convertit en *pyrophosphate*, moins soluble et cristallisant autrement que le phosphate ordinaire. Dans cet état (anhydre), il précipite l'azotate d'argent en *blanc*, tandis que le phosphate hydraté précipite ce sel en *jaune*. Sa saveur est fraîche, salée et sans arrière-goût amer. Exposé à l'air, le phosphate ordinaire s'effleurit en perdant une certaine quantité d'eau de cristallisation. Il a une réaction alcaline, bien qu'il soit neutre dans sa composition. Les eaux-mères qui surnagent sur les cristaux de phosphate de soude, rougissent la teinture de tournesol (*réaction acide*). Le phosphate de soude est assez soluble dans l'eau; on n'en a pas encore rigoureusement évalué la solubilité.

Il se trouve dans l'urine, dans le sang et dans tous les liquides animaux.

*Composition.*  $\text{NaO}, \text{PhO}^s = 1$  équiv. de phosphate (après la fusion ignée);  $\text{NaOPho}^s + 12\text{HO} = 1$  équiv. phosphate de soude cristallisé.

*Usages.* Il est purgatif, à la dose de 30 à 50 grammes.

*Biphosphate.* Le biphosphate de soude cristallisé contient 4 équivalents d'eau. Ce sel est dimorphe; car il cristallise: 1° en prismes droits rhomboïdaux, 2° en octaèdres rectangulaires. On l'obtient en calcinant le *phosphate double de soude et d'ammoniaque*, sel connu depuis fort longtemps et que les anciens chimistes retiraient de l'urine de l'homme.

Les combinaisons que le soufre, l'iode, le brôme et le fluor peuvent former avec le sodium, sont tout à fait analogues aux combinaisons de ces mêmes corps avec le potassium.

## LITHIUM.

ÉTYMOLOGIE. Le nom de *lithium* vient du grec λίθος (pierreux), parce que ce corps se rencontre essentiellement dans le règne minéral.

*Propriétés physiques et chimiques.* Le lithium est un corps très-rare. Il ressemble au sodium. Il ne s'enflamme dans aucun cas au contact de l'eau. Cependant, l'eau est décomposée; il se dégage de l'hydrogène, et l'oxyde de lithium (*lithine*) reste en dissolution.

*Préparation.* Davy a séparé le lithium de la lithine, au moyen de la pile électrique.

*Oxyde de lithium.*

SYNONYMES. *Lithine*, *lithion* (allemand.).

La lithine n'existe qu'à l'état d'hydrate, comme la soude, avec laquelle elle a beaucoup de ressemblance. Elle est blanche, un peu transparente; du reste elle n'est point déliquescence et se dissout moins facilement dans l'eau que la potasse et la soude. Sa saveur est caustique comme celle de la potasse et de la soude. Exposée à l'air elle se change en carbonate. Elle fond à la chaleur rouge et attaque les vases de platine; c'est pour cela qu'il ne faut la fondre que dans des vases d'argent. Elle communique une belle couleur purpurine à la flamme de l'alcool. Cette coloration de la flamme indique la présence de la lithine, dans les essais au chalumeau.

*État.* La lithine est une substance peu répandue dans la nature. On la rencontre dans la *tourmaline verte* (4 p. cent), dans le *lépidolithe* (4,6 p. c.), dans l'*amblygonite* (11,10 p. c.), dans le *pétalithe* (5,7 p. c.), dans le *spodumen* (8,8 p. c.). On l'a trouvée dans quelques eaux minérales, comme celles de Carlsbad et d'Eger en Bohême.

*Composition.* La quantité de lithine qui se combine avec 100 d'oxygène est :

$$\begin{array}{r} 80,375 \\ 100 \text{ oxygène.} \\ \hline 180,375 = 1 \text{ équivalent de lithine} = \text{LO.} \end{array}$$

Ainsi, l'équivalent de la lithine est à peu près trois fois plus petit que celui de la soude.

*Historique.* La lithine a été découverte en 1817, par Arfwedson, qui l'avait d'abord confondue avec la soude.

#### *Caractères des sels de lithine.*

Les sels de lithine ont une saveur et une réaction alcalines. Ils sont blancs ou incolores, excepté ceux dont les acides sont naturellement colorés, comme l'acide chromique.

1° La potasse ou la soude n'y produit point de précipité ;

2° Le carbonate de potasse ou de soude ne les précipite pas à chaud, tandis qu'il les précipite à froid ;

3° L'acide phosphorique ou les phosphates alcalins y donnent immédiatement un précipité blanc, à froid et à chaud ;

4° Les sels de lithine communiquent une teinte purpurine à la flamme de l'alcool.

#### *Principaux sels de lithine.*

*Carbonate.* Il est peu soluble dans l'eau. Sa réaction est alcaline, et fond au rouge sans se décomposer ; il donne, par refroidissement, une masse qui a l'aspect de l'émail. Il attaque le platine, comme, du reste, tous les composés de lithine.

*Borate.* Il est soluble dans l'eau, et il possède toutes les propriétés du borax.

*Phosphate.* C'est de tous les sels de lithine le moins soluble dans l'eau.

*Azotate.* Il est très-fusible, et se dissout dans l'eau en proportion de la température. Il cristallise en prismes rhomboïdaux, très-déliquescents à l'air humide. Il ressemble beaucoup aux azotates de potasse et de soude.

*Sulfate.* Il est inaltérable à l'air, et plus soluble dans l'eau que le sulfate de potasse.

*Sulfate double d'alumine et de lithine.* C'est une véritable espèce d'alun; il cristallise en octaèdres comme l'alun ordinaire.

#### AMMONIUM.

L'ammonium est un radical non isolé jusqu'ici, dont la formule est  $\text{NH}_4$  (voy. pag. 314).

#### *Ammoniaque.*

SYNONYMES. *Alcali volatil, oxyde d'ammonium.*

*Propriétés physiques.* L'ammoniaque est un corps gazeux caractérisé par une odeur forte et pénétrante. Respiré à l'état pur, ce gaz irrite vivement la muqueuse des fosses nasales et la conjonctive; il produit le larmolement et souvent l'éternument. La densité de l'ammoniaque obtenue par l'expérience directe est 0,590; elle s'accorde sensiblement avec la densité calculée, qui est 0,5912. Après l'hydrogène, l'ammoniaque est le gaz le plus léger. Le gaz ammoniac est éminemment soluble dans l'eau; celle-ci en dissout au moins jusqu'à 600 fois son volume. L'eau saturée d'ammoniaque augmente de volume; elle devient moins dense et ne pèse plus que 0,9. Cette dissolution laisse dégager l'ammoniaque dans le vide et sous l'influence de la chaleur, de manière que l'eau n'offre plus de traces de réaction alcaline.

*Propriétés chimiques.* L'ammoniaque possède, comme toutes les bases, la propriété de se combiner avec les acides pour former des composés salins. Les *hydracides* (acides chlorhydrique, bromhydrique, sulhydrique, etc.) peuvent se combiner, à l'état *anhydre*, avec le gaz ammoniac desséché. Il en résulte des composés qui, la plupart, jouent le rôle de

base. Mais, pour que les *oxacides* (acides sulfurique, phosphorique, etc.) puissent produire des sels ammoniacaux, la présence d'un équivalent d'eau est absolument nécessaire. Ce fait assez remarquable a donné lieu à la *théorie de l'ammonium*. Suivant cette théorie, l'ammoniaque ( $\text{NH}^3$ ) se convertit, au contact d'un oxacide *hydraté*, en une oxybase analogue à la potasse ou à la soude. Dans cette action HO (1 équivalent d'eau) se porte sur  $\text{NH}^3$  (ammoniaque) pour former  $\text{NH}^4\text{O}$ , c'est-à-dire de l'*oxyde d'ammonium*, dont le radical  $\text{NH}^4$  (*ammonium*) est analogue au potassium, au sodium, etc. Exemple de cette réaction :

$\text{SO}^3, \text{HO} + \text{NH}^3 = \text{SO}^3, \text{NH}^4\text{O}$  (sulfate d'oxyde d'ammonium).

D'après cette même théorie, on comprend aisément pourquoi les *hydracides* n'ont pas besoin de l'intervention de l'eau pour se combiner avec l'ammoniaque. Il se produit un composé en *ure* analogue au composé correspondant de potassium ou de sodium. Exemple :

$\text{ClH} + \text{NH}^3 = \text{Cl}, \text{NH}^4$  (chlorure d'ammonium).

La théorie de l'ammonium gagne beaucoup en probabilité par la considération, que l'ammoniaque humide peut former, avec le soufre, tout comme la potasse, un composé qui contient jusqu'à 5 proportions de soufre (*quintisulfure d'ammonium* analogue au *quintisulfure de potassium*); que l'ammoniaque (*ammonium*) produit, avec certains métaux (le mercure), des espèces d'alliages analogues à ceux du potassium; et qu'enfin l'alun à base d'ammoniaque offre la même cristallisation et contient le même nombre d'équivalents d'eau ( $24\text{HO}$ ) que l'alun à base de potasse, un équivalent d'eau HO ayant été nécessaire (*eau de constitution*) pour convertir l'ammoniaque en oxyde d'ammonium.

$\text{NH}^4\text{O}, \text{Al}^3\text{O}^3, (\text{SO}^3)^3 + 24\text{HO} = 1$  equiv. d'alun à base d'ammoniaque.

$\text{KO}, \text{Al}^3\text{O}^3, (\text{SO}^3)^3 + 24\text{HO} = 1$  equiv. d'alun à base de potasse.

D'après la théorie ancienne, l'ammoniaque est une *hydrobase* qui se comporte différemment avec les hydracides et les oxacides; en un mot, c'est une base fort singulière et, pour ainsi dire, exceptionnelle. La théorie de l'ammonium a au moins l'avantage d'assimiler l'ammoniaque aux autres alcalis et de n'en point faire une exception en quelque sorte bizarre.

L'ammoniaque donne, avec le bi-iodure de mercure, des produits encore mal étudiés. Il se forme, d'un côté, une poudre brune, que M. Böttiger (*Journal für pract. Chemie*, vol. VIII, pag. 381-383) paraît prendre pour un iodure de mercure particulier; d'un autre côté, il se produit dans le liquide un précipité floconneux d'un blanc de neige, que ce même auteur regarde comme un iodure d'ammonium.

Le chlore enlève l'hydrogène à l'ammoniaque : il se produit du sel ammoniac et de l'azote pur. L'iode décompose également l'ammoniaque en donnant naissance à une matière brune particulière (*azotide d'iode fulminant*). Le charbon végétal absorbe jusqu'à 90 fois son volume de gaz ammoniac (Théodore de Saussure).

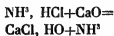
En faisant passer l'ammoniaque à travers un tube de porcelaine chauffé au rouge, il n'y a point de décomposition si le tube de porcelaine est vernissé et bien poli; si l'on rend, au contraire, ce tube raboteux en y plaçant des fragments de n'importe quelle substance étrangère, il y a décomposition complète de l'ammoniaque; il se dégage des torrents d'azote et d'hydrogène; et quand on vient à examiner les fragments soit de fer ou de cuivre, de platine, etc., placés dans le tube, on trouve qu'ils sont entièrement intacts et qu'aucune combinaison n'a eu lieu; seulement ces métaux paraissent avoir subi une sorte de déplacement de leurs molécules; car le cuivre, par exemple, de malléable qu'il était, est devenu très-cassant; mais il reprend sous le marteau ses propriétés premières. Le fer paraît cependant absorber un peu d'azote; mais cette quantité est si petite, que les proportions des éléments de l'ammoniaque sont à peine altérées. A la fin de l'opération,

qui est très-rapide, on trouve l'azote et l'hydrogène à l'état de simple mélange. C'est là ce que M. Gay-Lussac appelle *action de présence* et M. Berzélius *phénomène catalytique*. Lorsqu'on fait fondre du potassium ou du sodium dans du gaz ammoniac sec, il se produit une substance olivâtre. Il se trouve, à la place du gaz ammoniac qui a disparu, un volume d'hydrogène égal à celui qu'aurait produit, par la décomposition de l'eau, la quantité de potassium ou de sodium employée. La substance olivâtre qu'on a obtenue donne, sous l'influence de la chaleur, de l'hydrogène et de l'azote dans les proportions pour former de l'ammoniaque; on a pour résidu une matière infusible, brune, qui tache le verre. La substance olivâtre est probablement une combinaison de gaz ammoniac avec de l'azote de potassium ou de sodium. Humectée d'eau, elle se décompose en ammoniaque et en potasse ou en soude.

*État.* Le gaz ammoniac se dégage, quelquefois en grande quantité, des fosses d'aisance, surtout pendant la saison chaude et à l'approche d'un temps pluvieux et humide. Il se produit encore pendant la putréfaction d'une grande partie des matières organisées; mais alors il est presque toujours mêlé à d'autres gaz qui se dégagent en même temps, comme l'hydrogène carboné, l'hydrogène sulfuré, l'azote, l'acide carbonique. L'ammoniaque se produit encore dans des circonstances fort remarquables. M. Austin a annoncé le premier que l'ammoniaque se formait pendant l'oxydation du fer au contact de l'eau et de l'air atmosphérique. Vauquelin, Dulong et M. Chevalier ont constaté, par des expériences incontestables, que l'ammoniaque se trouve dans la rouille de fer.

*Préparation.* On prépare depuis longtemps en Égypte l'ammoniaque, ou plutôt le sel ammoniac, par la calcination de la fiente des chameaux, dans des vases convenablement disposés. On obtient aujourd'hui l'ammoniaque en grand, en soumettant les urines et d'autres matières animales putréfiées à la distillation avec la chaux. L'ammoniaque se dégage dans

des flacons remplis d'acide chlorhydrique ou d'acide sulfurique étendu. A la fin de l'opération, les flacons sont remplis de chlorure d'ammonium ou de sulfate d'ammoniaque susceptibles de cristalliser dans la liqueur. Il est ensuite facile d'obtenir l'ammoniaque à l'état de gaz en traitant le sulfate ou le chlorure par la chaux ou par la potasse, qui se substitue à l'alcali volatil.



On recueille l'ammoniaque sur le mercure, parce qu'il se dissout dans l'eau.

L'azote et l'hydrogène, éléments dont se compose l'ammoniaque, ne se combinent pas directement. Ils ne se convertissent en ammoniaque que lorsqu'on foudroie un mélange de 3 volumes d'hydrogène et de 1 volume d'azote, en présence d'une certaine quantité d'acide chlorhydrique ou d'acide sulfurique. L'hydrogène et l'azote se combinent surtout (pour produire de l'ammoniaque) à l'état de *gaz naissant*, c'est-à-dire au moment où ils se dégagent des matières animales en putréfaction (matières hydrogénées et azotées).

*Composition.* Le gaz ammoniac se décompose sous l'influence d'une série d'étincelles électriques, et il double de volume. Ainsi, 100 volumes de gaz ammoniac donnent, à la fin de l'opération, 200 vol. de gaz. Or, en ajoutant à ces 200 vol. de gaz, 75 vol. d'oxygène (dans l'eudiomètre), on a :

200 volumes d'un mélange de gaz obtenu par la  
décomposition de 100 vol. d'ammoniaque  
75 volumes (d'oxygène)

total : 275 volumes ;

après l'étincelle : 50 vol. Il y a donc eu absorption de 225 vol. ; et comme ces 225 vol. ont disparu à l'état d'eau, l'oxygène y entre pour 75 vol. (le tiers), et l'hydrogène pour



150 (deux tiers). Le résidu de 50 vol. est de l'azote pur. Donc 100 vol. (1 vol. de gaz ammoniac) se composent de 150 vol. ( $1\frac{1}{2}$  vol.) d'oxygène et de 50 vol. ( $\frac{1}{2}$  vol.) d'azote.

De là la formule de l'ammoniaque :  $\text{NH}^3$  ou  $\text{Az}^3\text{H}^6$  (atomes) =  $\frac{1}{2}$  vol. = 1 équiv. de gaz ammoniac saturant  $\frac{1}{2}$  vol. ou 1 équiv. d'acide chlorhydrique.

*Usages.* On emploie l'ammoniaque comme caustique (pommade de Gondret). On s'en sert avec succès dans des cas de brûlures produites par l'eau bouillante. On la fait avaler aux bestiaux gonflés pour avoir mangé de la luzerne ou du trèfle humide en trop grande quantité. (Le gaz qui distend si énormément la panse de ces animaux est le gaz acide carbonique qui disparaît en se combinant avec l'ammoniaque).

*Historique.* L'ammoniaque était connue des Arabes depuis fort longtemps. Ce sont eux qui ont donné à ce corps le nom d'ammoniaque, probablement à cause de son odeur, à laquelle ils trouvaient de l'analogie avec l'odeur de la gomme qui porte le même nom. D'autres font dériver le nom d'ammoniaque d'une contrée de l'Afrique appelée *Ammonic*, où existait le temple de Jupiter Ammon.

#### *Caractères de l'ammoniaque et de ses sels.*

L'ammoniaque est le seul gaz alcalin connu.

Si la quantité d'ammoniaque est assez faible pour que sa présence ne soit pas constatée par l'odorat, on la découvre en approchant de la matière à analyser une tige de verre trempée dans de l'acide chlorhydrique concentré. A l'instant il se produit des vapeurs épaisses de chlorure d'ammonium qui se déposent. Plus la quantité d'ammoniaque est considérable, plus ces vapeurs sont épaisses. L'ammoniaque, exposée à l'air, diffère essentiellement des autres alcalis, en ce qu'elle ne se transforme que fort incomplètement en carbonate.

L'ammoniaque liquide est précipitée, comme la potasse, en jaune orangé, par le perchlorure de platine. Elle donne, avec le sulfate d'alumine, de l'alun : ce dernier précipité ne se forme ordinairement qu'à la longue (phénomène de propagation chimique),

L'acide tartrique concentré ne précipite la dissolution d'ammoniaque que lorsque celle-ci est très-concentrée. Quand la dissolution est étendue, il ne se forme pas de précipité.

L'acide hydro-fluo-silicique donne, avec l'ammoniaque, un précipité abondant d'acide silicique. Si le précipitant est en excès, il ne se forme pas de précipité.

Pour constater, dans les eaux minérales, des quantités d'ammoniaque excessivement faibles, Henri Rose (*Chem. Analys.* vol. I) conseille de s'y prendre de la manière suivante : on prend une quantité assez considérable d'eau minérale ; on y verse du carbonate de potasse ou de soude en excès. On introduit ensuite le tout dans une cornue ; l'ammoniaque passe par la distillation dans un récipient contenant un peu d'acide chlorhydrique. Le produit de la distillation est évaporé à siccité à une douce chaleur. De cette manière l'ammoniaque se trouve fixée à l'état de chlorure d'ammonium dont il est facile de reconnaître les caractères. Lorsque l'ammoniaque existe dans un mélange de gaz nombreux, on peut être sûr d'avance qu'aucun de ces gaz n'est acide ; car tout acide libre serait immédiatement saturé par l'alcali volatil.

Les sels ammoniacaux sont presque tous entièrement volatilisables par la chaleur. Le phosphate et le borate donnent seuls un résidu vitreux d'acide borique ou d'acide phosphorique. Le fluorure d'ammonium se volatilise complètement quand on le chauffe dans un creuset de platine ; il se décompose, au contraire, dans des vases de verre, en les corrodant. Triturés avec de la chaux ou avec tout autre alcali, les sels ammoniacaux dégagent l'odeur caractéristique de l'ammoniaque. Si la quantité est très-petite, on en constate la

présence par une tige de verre trempée dans de l'acide chlorhydrique concentré. Plusieurs sels ammoniacaux, et particulièrement l'acétate, le chlorhydrate et le carbonate, possèdent la propriété remarquable de dissoudre et de faire cristalliser d'autres sels très-peu solubles dans l'eau, comme les sulfates de baryte, de chaux et de plomb. Il faut pour cela opérer à la température de 60° à 70° (Voyez *Wepfen*, dans les *Archiv. der Pharm.* Band. IX; Heft. 3 mai 1839).

*Chlorhydrate d'ammoniaque* (chlorure d'ammonium, sel ammoniac).

Ce sel résulte de la combinaison directe de l'acide avec la base. Mis en contact avec de l'acide sulfurique, il dégage l'acide chlorhydrique.

Chauffé avec l'acide sulfurique et le peroxyde de manganèse, il dégage du chlore. Il précipite le nitrate d'argent; le précipité noircit à la lumière, et ne se dissout que dans l'ammoniaque.

Ce sel est employé dans les arts pour l'étamage et la soudure; on le vend dans le commerce sous forme de pain, moulé dans des vases sphériques. Il cristallise en prismes fibreux; on le casse avec difficulté, car il est un peu flexible. Il est susceptible de cristalliser dans l'eau sous forme de feuilles de fougères. Il a, comme tous les sels ammoniacaux, une saveur un peu fraîche et piquante. Il est très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. Il est déliquescent à 96° de l'hygromètre. Ce sel se produit naturellement dans les fissures des houillères en combustion; le Vésuve en projette aussi une certaine quantité, sous forme de lave blanche.

*Composition.*  $\text{NH}^+\text{Cl}^-$ .

*Fluorhydrate d'ammoniaque* (fluorure d'ammonium).

Il est très-soluble dans l'eau. Il attaque fortement le verre; c'est pourquoi on ne peut pas le conserver dans des vases de verre. On s'en sert pour graver sur verre.

*Composition* :  $\text{NH}^+\text{F}^-$ .

*Sulphhydrate d'ammoniaque* (sulfure d'ammonium).

Il est analogue, par sa composition, au monosulfure de potassium. Il peut dissoudre une certaine quantité de soufre. C'est un liquide extrêmement fétide, qui jaunit en se décomposant. On prépare le bisulfure, le trisulfure, etc. d'ammonium, en calcinant le bisulfure, le trisulfure, etc. de potassium avec le sel ammoniac.

*Composition*.  $\text{NH}_4^+\text{S}^{2-}$ .

*Nitrate d'ammoniaque.*

Il cristallise en beaux prismes très-allongés, striés dans le sens de la longueur, à six pans terminés par des pyramides à six faces. Mis dans l'eau, il produit un abaissement de température qui peut aller jusqu'à  $-13^\circ$ . Il est très-soluble dans l'eau. Chauffé à  $200^\circ$ , il se décompose en eau et en protoxyde d'azote. Projeté dans un creuset chauffé au rouge, il donne une flamme jaune (*nitrum flammans* des anciens chimistes).

*Composition*.  $\text{NH}_4^+\text{O}_2\text{NO}^-$ .

*Chlorate d'ammoniaque.*

Il est fulminant et détonne quand on le chauffe. Il est analogue au chlorate de potasse.

*Composition*.  $\text{NH}_4^+\text{O}_2\text{ClO}^-$ .

*Sulfate d'ammoniaque.*

Soumis à la chaleur, il entre facilement en fusion; il se dégage de l'eau, de l'azote et du sulfite d'ammoniaque qui

se condense dans le tube. On prépare aujourd'hui ce sel en grand avec des matières animales putréfiées, qu'on chauffe avec de la chaux. Dans cette opération il se dégage beaucoup d'ammoniaque qui, en arrivant dans des solutions d'acide sulfurique, se transforme en sulfate.

*Composition.*  $\text{NH}_4\text{O}, \text{SO}^3$ .

### *Phosphate d'ammoniaque.*

Ce sel cristallise en prismes à base rhomboïdale. Sous l'influence de la chaleur, l'ammoniaque se dégage et il reste l'acide phosphorique, qui se dépose sous forme d'un vernis compacte. On a proposé ce sel comme un moyen de rendre les tissus incombustibles.

*Composition.*  $\text{NH}_4\text{O}, \text{PhO}^3$ .

### *Carbonate d'ammoniaque.*

Il exhale une odeur forte d'ammoniaque et réagit alcalinement. Il est indécomposable par la chaleur; car les deux éléments, l'acide et la base se volatilisent sans réagir l'un sur l'autre. Ce qu'on appelle ordinairement carbonate, n'est réellement qu'un *souscarbonate*; et le bicarbonate est le *carbonate neutre*, dans lequel la réaction alcaline et l'odeur ammoniacale sont bien moins prononcées. Il existe aussi un *sesqui carbonate*. Le carbonate d'ammoniaque étant rarement neutre, il ne faut jamais s'en servir dans les analyses quantitatives des substances qui, comme la chaux, la magnésie, etc., sont solubles dans un excès d'acide carbonique.

Les acides sulfurique et sulfureux *anhydres* produisent, avec le gaz ammoniac sec, des combinaisons particulières qui ne ressemblent nullement aux sels ammoniacaux.

### *Sulfate d'ammoniaque anhydre.*

C'est un composé solide, à cassure vitreuse, semblable à de la gomme arabique. Il peut être, pendant plus d'un an, conservé dans un bocal rempli de gaz ammoniac. Dissous dans l'eau, il se transforme en sulfate d'ammoniaque ordi-

naire. Traité par de la chaux ou par la potasse, il ne dégage point d'odeur ammoniacale, à moins qu'il ne soit préalablement humecté. On obtient ce composé directement en faisant arriver dans un vase entouré d'un mélange réfrigérant, d'abord de l'acide sulfurique anhydre, puis du gaz ammoniac sec.

*Sulfite d'ammoniaque anhydre.*

Il existe sous forme de cristaux stellaires d'un jaune ocreux. Il blanchit à l'air humide et se change, dans l'eau, en sulfite ordinaire, avec dépôt de soufre. Il est déliquescent. Il réagit comme un hyposulfite sur le nitrate d'argent. Il se forme d'abord un précipité blanc qui, par l'addition d'une plus grande quantité de précipitant, passe au jaune, puis au brun et enfin au noir (sulfure d'argent) (1).

---

(1) Voy. le Mémoire de H. Rose sur le sulfite d'ammoniaque anhydre, dans les mémoires de l'Académie de Berlin, t. XXI.

## SIXIÈME FAMILLE.

BARYACÉS (*baryacea*).

Cette famille comprend le *baryum*, le *strontium*, le *calcium*, le *magnésium* et le *plomb* (1). Ces radicaux ont à peu près tous le même éclat lorsqu'ils sont récemment préparés. Ils se ternissent rapidement à l'air, en absorbant de l'oxygène pour lequel ils ont tous une grande affinité. Voici les principaux points d'analogie des *baryacés*:

1° La baryte, la strontiane, la chaux, la magnésie et le protoxyde de plomb sont des bases énergiques. Ils ont une réaction alcaline et verdissent plus ou moins le sirop de violettes.

2° Les *baryacés* sont susceptibles de se combiner avec l'oxygène en plusieurs proportions. Leurs peroxydes sont des bioxydes.

3° Le carbonate de plomb est isomorphe avec les carbonates de chaux et de magnésie. Le sulfate de baryte est isomorphe avec le sulfate de strontiane, comme celui-ci l'est avec le sulfate de chaux.

4° Les sulfates les moins solubles dans l'eau, sont les sulfates de baryte, de strontiane, de chaux et de plomb. Tous ces sulfates résistent, comme les sulfates alcalins, à la température la plus élevée. Et, comme les sulfates alcalins, ils se couvrent de sulfures, par la calcination avec du charbon.

5° Les carbonates des *baryacés*, insolubles dans l'eau, se dissolvent tous sensiblement dans un excès d'acide carbonique.

6° Les chlorures de baryum, de strontium, de calcium, de magnésium et de plomb deviennent alcalins par un grillage prolongé : ils perdent une certaine quantité de chlore, en s'oxydant et en absorbant de l'acide carbonique. Les chlorures de potassium, de sodium et d'ammonium ne présentent rien de semblable.

## BARYUM.

ÉTYMOLOGIE. Du grec βαρύς, pesant (baryte, terre pesante) (2).

*Propriétés physiques et chimiques.* Le baryum prend, par le frottement, une couleur brillante, métallique. Il fond à la

(1) D'après ce que nous avons dit, pag. 51, il n'est nullement étonnant qu'un oxyde métallique puisse être placé à côté de la chaux, de la baryte, etc.

(2) Ceux qui orthographient *barium*, *barite*, devraient aussi, pour être conséquents, orthographier *hidrogène*, en substituant partout l'*i* à l'*y*.

température rouge, et il se volatilise au delà de cette température. Sa densité n'a pas été déterminée; on sait seulement qu'il est plus dense que l'acide sulfurique. Il décompose l'eau à froid, avec dégagement d'hydrogène, et formation de baryte (protoxyde de baryum). En s'oxydant à l'air, il se transforme en peroxyde.

*Préparation.* On expose un mélange de mercure et de baryte humecté d'eau à l'action d'une pile extrêmement forte. Le baryum ainsi obtenu est amalgamé avec le mercure qu'on élimine par l'action de la chaleur.

### *Oxydes de baryum.*

On connaît deux degrés d'oxydation du baryum, 1<sup>o</sup> le *protoxyde*, 2<sup>o</sup> le *peroxyde*.

Le protoxyde est le plus important. Il est seul propre à former des sels.

Le *peroxyde* (*bioxyde*, *binoxyde*) s'obtient soit en brûlant directement le baryum dans l'air, soit en chauffant le protoxyde de barium dans l'oxygène, soit enfin, en projetant du chlorate ou de l'azotate de potasse sur la baryte calcinée au rouge.

Le *peroxyde de baryum* est de couleur grisâtre, un peu moins caustique que la baryte. Il contient 1 éq. d'oxygène de plus que le protoxyde; de là sa formule  $=BO^2$ . Cet éq. d'oxygène y est faiblement combiné, cependant moins faiblement que dans les peroxydes de potassium et de sodium; car il faut une chaleur rouge, et le contact d'un acide ou de l'eau bouillante pour le chasser et ramener le peroxyde à l'état de protoxyde. Au contact d'un acide étendu d'eau, il abandonne également 1 équiv. d'oxygène; mais, celui-ci, au lieu de se dégager, s'unit à l'eau (voy. Préparation du *peroxyde d'hydrogène*).



*Protoxyde.*

SYN. *Baryte*, terre pesante, *Schwererde*.

*Propriétés physiques et chimiques.* La baryte sèche, *anhydre*, se présente sous forme d'une matière grisâtre, poreuse, d'une saveur caustique et alcaline. Sa porosité tient à son mode de préparation (voy. *Préparation*). Elle est très-facile à réduire en poudre, sans apparence de cristallisation. Elle est très-caustique, et si la baryte ne cautérise pas aussi bien que la potasse, c'est qu'elle est moins soluble qu'elle. Sa densité est 4,0. Elle ne fond qu'à une température excessivement élevée. Au contact de l'eau elle présente le même phénomène que la chaux. Lorsqu'on fait tomber quelques gouttes d'eau sur la baryte caustique anhydre, celle-ci fait entendre un bruit comme celui d'un fer rougi; l'eau disparaît et s'unit intimement à la baryte. En y ajoutant plus d'eau, la baryte *blanchit* et se réduit en poudre, en même temps qu'il se produit une chaleur énorme. On dit alors que la baryte se délite. La baryte se transforme ainsi en hydrate de baryte, semblable à l'hydrate de potasse ou de soude. A quelque température qu'on l'expose, cet hydrate retient toujours au moins 1 éq. d'eau. La baryte est beaucoup moins soluble dans l'eau que la potasse : 100 parties d'eau n'en dissolvent que 20 parties. Elle est plus soluble à chaud qu'à froid. La dissolution (*eau de baryte*), faite à chaud, dépose, par refroidissement, de petits cristaux contenant 10 équivalents d'eau pour 1 équivalent de baryte sèche. Chauffés dans un creuset, ces cristaux laissent dégager 9 équivalents d'eau, 1 équivalent d'eau restant combiné avec la baryte. La baryte *hydratée* fond *au-dessous du rouge*, tandis que la baryte sèche, *anhydre*, obtenue par la calcination de l'azotate de baryte, ne fond qu'à une température excessivement élevée, de sorte qu'on peut la regarder, pour ainsi dire, comme infusible. C'est ce qui explique la divergence d'opinions des anciens chimistes, dont les uns sou-

tenaient que la baryte est infusible, pendant que d'autres prétendaient le contraire.

La baryte sèche chauffée dans l'oxygène se transforme en *bioxyde* (peroxyde) de baryte. En versant sur la baryte sèche quelques gouttes d'acide sulfurique concentré, il se produit une température extrêmement élevée; la baryte devient incandescente et le vase dans lequel on opère est ordinairement brisé.

Exposée, à l'air, la baryte, comme les alcalis, attirent l'humidité et l'acide carbonique de l'air, pour se transformer en carbonate hydraté.

La baryte est une base vénéneuse. A la dose de 5 décigr. elle fait périr un chien de taille moyenne.

*Composition.* La quantité de baryum s'unissant à 100 d'oxygène est = 856,88(Ba)

$$\frac{100 \quad (\text{O})}{956,88 = \text{BaO (1 éq. de baryte).}}$$

*État.* La baryte a été découverte par Scheele dans une mine de peroxyde de manganèse. Elle est abondamment répandue, à l'état de sulfate (*Schwer-spath*), en Italie, en Espagne et en Angleterre. Elle existe dans la nature, combinée avec l'acide carbonique (carbonate), sous le nom de *Witherite*.

*Préparation.* En chauffant au rouge l'azotate de baryte dans une cornue de porcelaine, on a pour résidu la baryte sèche, *anhydre* (1).

La chaux et le strontiane peuvent être préparés comme la baryte. L'azotate de baryte, exposé à la chaleur rouge, fond, et, en se décomposant, laisse dégager beaucoup de fluides élastiques (oxygène, acide nitreux, etc.), qui, en soulevant la masse, la rendent poreuse.

---

(1) Il faut éviter d'employer une cornue de grès (contenant de la silice, du fer et du manganèse); car, la baryte, obtenue dans une pareille cornue, est impure.

On prépare également la baryte, en calcinant au blanc un mélange fait avec 1 partie de carbonate de baryte et 6 à 10 parties de poussière de charbon. Il se dégage beaucoup d'oxyde de carbone et on obtient pour résidu la baryte mêlée avec un peu de charbon.

*Usage.* La baryte est précieuse dans les analyses. C'est un excellent réactif de l'acide sulfurique et des sulfates solubles.

Le sulfate de baryte et le chlorure d'argent sont les deux sels les plus insolubles que l'on connaisse.

### *Caractères des sels de baryte.*

Les sels de baryte les plus insolubles sont le *carbonate*, le *fluorure double d'hydrogène et de baryum*, et surtout le *sulfate*. C'est pourquoi :

1° L'acide sulfurique et les sulfates solubles précipitent les sels de baryte (chlorure de baryum ou azotate de baryte) en *blanc*. Le précipité, complètement insoluble dans l'eau et dans les acides, se dissout un peu dans l'acide sulfurique bouillant ;

2° Les carbonates solubles les précipitent également en *blanc*, et le précipité (carbonate de baryte) ne disparaît pas dans un excès d'acide azotique, parce que l'azotate de baryte est insoluble dans l'acide azotique ;

3° L'acide hydro-fluo-silicique y produit un précipité blanc de fluorure double d'hydrogène et de baryum.

On dose, dans les analyses, la baryte à l'état de *sulfate*, lequel, étant calciné, se compose (en centièmes) de 65,63 de baryte sèche. Il est convenable de produire le précipité dans une dissolution très-étendue d'eau.

« L'acide sulfurique, les solutions de chromate de potasse, de succinate d'ammoniaque et d'iodate de soude, précipitent d'abord la baryte, puis la strontiane, et enfin la chaux. Le dernier précipité est le moins complet. L'oxalate d'ammoniaque précipite dans un ordre inverse, d'abord la chaux, puis la strontiane, et enfin la baryte. L'acide hydro-fluo-silicique

précipite la baryte sans précipiter la strontiane ni la chaux. » (H. Rose.)

*Carbonate de baryte.*

Il se présente sous forme de poudre blanche, insipide, très-peu soluble dans l'eau ; il ne se dissout que dans 4300 parties d'eau froide et dans 2300 parties d'eau chaude. Il se dissout sensiblement dans l'acide carbonique. Le carbonate de baryte ne se décompose qu'à la température blanche.

*Composition.*  $\text{BaO}$ ,  $\text{CO}^2$ . Dans 100 parties de carbonate de baryte il y a 77,59 de baryte sèche.

*État.* Le carbonate de baryte existe dans la nature, presque toujours mêlé avec du carbonate de chaux. La withérite est un carbonate de baryte naturel.

*Préparation.* On prépare le carbonate de baryte en précipitant le chlorure de baryum par du carbonate d'ammoniaque.

*Sulfate de baryte.*

Préparé artificiellement (dans le laboratoire), il est sous forme de poudre blanche sans apparence cristalline. On le trouve cristallisé dans la nature en prismes rhomboédriques, dont le petit angle est  $78^{\circ}, 28'$  et le grand angle  $101^{\circ}, 32'$ . Sa densité est 4,4. Le sulfate de baryte est complètement insoluble dans tous les véhicules, excepté dans l'acide *sulfurique bouillant, qui en dissout une quantité notable*. Calciné avec du charbon il donne une masse pyrophorique et phosphorescente (sulfure de baryum) connue autrefois sous le nom de *phosphore de Bologne*.

*Composition.*  $\text{BaO}$ ,  $\text{SO}^3 = 1$  équivalent de sulfate de baryte anhydre qui, dans 100 parties, en contient 34,505 d'acide sulfurique.

*État.* Le sulfate de baryte existe cristallisé dans la nature, sous le nom de *schwer-spath* (spath pesant). On le rencontre en abondance près de Bologne, en Italie.

*Azotate (nitrate) de baryte.*

Ce sel cristallise en octaèdres réguliers, *anhydres*. Il est inaltérable à l'air et soluble dans l'eau :

|         |                                                   |
|---------|---------------------------------------------------|
| A 0°,   | 100 parties d'eau dissolvent 5 parties de ce sel. |
| A 101°6 | 36,2                                              |

Il est complètement insoluble dans l'alcool et dans l'acide nitrique. C'est pourquoi, en versant cet acide dans une dissolution d'azotate de baryte, on obtient un précipité d'azotate de baryte. Ceci explique encore pourquoi l'acide azotique ne dissout pas le carbonate de baryte comme les autres carbonates; c'est que l'azotate qui se produit est insoluble dans l'acide azotique.

Exposé à la chaleur, il décrépite et se décompose en oxygène et en vapeurs nitreuses; il faut chauffer au delà de la chaleur rouge pour avoir la baryte anhydre (protoxyde de baryum); car, à une température plus basse, il se produit un mélange de protoxyde et de peroxyde de baryum.

*Composition.*  $\text{BaO}, \text{NO}^3 = \text{BaO Az}^3\text{O}^3$  (en atomes).

*Usages.* L'azotate de baryte sert à la préparation de la baryte sèche.

*Chlorure de baryum (muriate de baryte).*

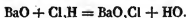
Il cristallise en lames rhomboïdales extrêmement minces, ou en lames hexagonales, d'une apparence nacrée, contenant 2 équiv. (14,75 p. c.) d'eau. Sa saveur est piquante et désagréable. Il perd son eau de cristallisation à 100°. Il fond à une chaleur rouge sans éprouver aucune espèce d'altération. Il est fixe. A 15°, 100 part. d'eau en dissolvent 43 part.  
à 45°, ————— 78 p.

Il est insoluble dans l'alcool et dans l'acide chlorhydrique concentré. Cependant, le précipité que produit le chlorure de baryum dans l'alcool ou dans l'acide chlorhydrique, est so-

luble dans une grande quantité d'eau. Si l'acide chlorhydrique contient un peu d'acide sulfurique (ce qui a souvent lieu), le précipité ne disparaît pas entièrement, quelle que soit la quantité d'eau qu'on y ajoute (le sulfate de baryte étant complètement insoluble). Le chlorure de baryum devient alcalin par un grillage prolongé, en absorbant de l'acide carbonique et en perdant une certaine quantité de chlore. Les chlorures de strontium, de magnésium et de plomb se trouvent dans le même cas.

Le chlorure de baryum est vénéneux. 8 décigrammes suffisent pour faire périr un chien de moyenne taille.

*Préparation.* On obtient le chlorure de baryum directement en traitant la baryte par l'acide chlorhydrique :



Si l'acide chlorhydrique est gazeux, la combinaison est accompagnée d'une élévation de température très-considérable.

#### STRONTIUM.

**ÉTYMOLOGIE.** Le nom de *strontium* vient du nom d'une ville de l'Écosse, appelée *Strontian*, où Hope et Klaproth découvrirent, pour la première fois, la *strontiane*.

*Propriétés physiques et chimiques.* Le strontium ressemble au baryum. Il est grisâtre, brillant et plus pesant que l'acide sulfurique. Il s'oxyde lentement à l'air. Brûlé à l'air il s'oxyde et se change en *strontiane*.

*Préparation.* On l'obtient de la même manière que le baryum.

#### *Oxydes de strontium.*

On connaît deux oxydes de strontium : 1° le *protoxyde* (strontiane), qui est le plus important et qui seul est apte à former des sels ; 2° le *peroxyde* obtenu au moyen de l'eau oxygénée. Il est toujours hydraté, et d'ailleurs sans importance.

*Protoxyde de strontium (strontiane).*

*Propriétés physiques et chimiques.* La strontiane a beaucoup d'analogie avec la baryte. A l'état *anhydre*, elle est d'un blanc grisâtre, un peu plus caustique que la chaux. Sa densité est 4.

Au contact de l'eau, la strontiane se comporte à peu près comme la baryte. Elle ne fond, comme la baryte, qu'à la température la plus élevée qu'on puisse produire. Elle brûle au chalumeau avec une belle flamme *couleur de pourpre*. Elle est un peu moins soluble dans l'eau que la baryte. Les cristaux qui se déposent dans une dissolution saturée de strontiane, ont la même forme que ceux de baryte. Ils contiennent également 10 équiv. d'eau. L'*hydrate* de strontiane fond à une température moins élevée que la température de fusion de la baryte. Quoique calcinée, elle retient toujours au moins 1 équiv. d'eau.

*Composition.* La quantité de strontium s'unissant à 100 d'oxygène, est 547,285 (Sr)

$$\begin{array}{r} 100 \quad (\text{O}) \\ \hline \end{array}$$

$$647,285 = \text{SrO} = 1 \text{ équiv. de strontiane.}$$

*État.* La strontiane existe dans la nature à l'état de sulfate et de carbonate, à Montmartre, en Sicile, en Écosse, au Pérou, etc.

*Préparation.* On obtient la strontiane (*anhydre*), comme la baryte, par la calcination de l'azotate.

*Caractères des sels de strontiane.*

Les sels de strontiane sont généralement blancs et ressemblent aux sels de chaux.

1° L'acide sulfurique et les sulfates solubles les précipitent en blanc (sulfate de strontiane). Si les dissolutions sont très-étendues d'eau, le précipité est à peine sensible.

2° Les carbonates solubles les précipitent également en blanc. Le précipité est soluble dans l'acide azotique, ce qui distingue les sels de strontiane des sels de baryte. Le précipité ne se manifeste pas si les dissolutions sont très-étendues.

3° L'acide hydro-fluo-silicique ne précipite pas les sels de strontiane, tandis qu'il précipite les sels de baryte.

4° La strontiane et ses sels communiquent à la flamme de l'alcool une belle teinte *pourpre* (1).

Dans les analyses, on dose ordinairement la strontiane à l'état de *sulfate*, qu'on rend complètement insoluble dans l'eau par l'addition de l'alcool. On peut encore doser la strontiane à l'état de *carbonate*, en se servant du carbonate d'ammoniaque comme précipitant.

Comme la strontiane est presque toujours accompagnée de sels de chaux ou de baryte, il est facile de commettre des erreurs d'analyse. Le seul réactif propre à séparer la strontiane de la chaux et de la baryte, c'est le *cyanoferrure de potassium* qui ne précipite que la chaux et la baryte. Les cyanoferrures de calcium et de baryum se déposent sous forme de cristaux sur les parois du vase, tandis que le cyanoferrure de strontium reste en dissolution (H. Rose) (2).

### *Carbonate de strontiane.*

Ce sel est moins insoluble dans l'eau que le carbonate de baryte. Il se dissout dans 1536 parties d'eau bouillante. A une température élevée, il perd tout son acide carbonique.

*Composition.*  $\text{SrO}$ ,  $\text{CO}^2$ . Le carbonate de strontiane se compose, en centièmes, de 70,16 de strontiane,  
de 29,84 d'acide carbonique.

(1) C'est avec les sels de strontiane qu'on fait les *feux rouges* des théâtres. Ces feux sont produits par un mélange de 49 d'azotate de strontiane, 5 de chlorate de potasse, 13 de soufre et 4 de sulfure d'antimoine.

(2) *Annal. de Poggendorf*; an. 1838.



*État.* Il existe dans la nature, au Pérou, en Écosse, etc., sous le nom de *strontianite*.

*Sulfate de strontiane.*

Ce sel a beaucoup d'analogie avec le sulfate de baryte, auquel il se trouve souvent mêlé. Il cristallise comme le sulfate de baryte. Le grand angle est  $104^{\circ},48$ , et le petit  $75,12^{\circ}$ . Il est beaucoup moins insoluble que le sulfate de baryte; il se dissout dans 3600 parties d'eau bouillante. Lorsqu'on verse de l'eau de baryte dans l'eau qui a séjourné sur du sulfate de strontiane, on obtient sur-le-champ un précipité blanc de sulfate de baryte. Cette expérience prouve d'un côté, que le sulfate de strontiane est un peu soluble dans l'eau, et que, d'un autre côté, le sulfate de baryte est moins soluble dans l'eau que le sulfate de strontiane.

L'acide sulfurique bouillant dissout (voy. *Sulfate de baryte*) sensiblement le sulfate de strontiane: il se forme un bisulfate qui cristallise, par refroidissement, en aiguilles prismatiques.

*Composition.*  $\text{SrO}, \text{SO}^2 = 1$  éq. de la sulfate de strontiane.

*État.* Le sulfate de strontiane existe dans la nature sous le nom de *célestin*, aux environs de Dornburg (Saxe), à Montmartre près Paris, à Beuvron (département de la Meurthe).

*Azotate de strontiane.*

Ce sel cristallise en octaèdres ou en petits cristaux allongés, irréguliers, contenant 4 équiv. d'eau. Il s'effleurit un peu à l'air. Il est très-soluble dans l'eau. L'eau, à  $15^{\circ}$ , en dissout environ son poids. Il est insoluble dans l'alcool. On s'en sert pour préparer la strontiane.

*Composition.*  $\text{SrO}, \text{NO}^2 = 1$  équiv. d'azotate de strontiane anhydre.

$\text{SrO}, \text{NO}^2, 4 \text{HO} = 1$  équival. d'azotate de strontiane cristallisé.

*État.* On rencontre quelquefois l'azotate de strontiane, accompagnant l'azotate de chaux, dans les nitrières artificielles.

*Préparation.* En calcinant le sulfate de strontiane avec du charbon, on obtient du sulfure de strontiane pour résidu. Celui-ci, traité par l'acide azotique, se transforme en azotate de strontiane, avec dégagement d'acide sulfhydrique.

#### *Chlorure de strontium.*

Il cristallise en aiguilles prismatiques très-allongées, tandis que le chlorure de baryum cristallise en lames minces rhomboïdales. Le chlorure de strontium se dissout, à 15°, dans une fois et demie son poids d'eau. Il se dissout dans 19 parties d'alcool bouillant. Il communique à la flamme de l'alcool une belle couleur pourpre.

Le chlorure de strontium ne possède point les propriétés vénéneuses du chlorure de baryum.

*Composition.* Sr, Cl. Le chlorure de strontium se compose, en centièmes, de

55,39 de strontium.

44,61 de chlore.

*Préparation.* On l'obtient directement en décomposant le carbonate de strontiane par l'acide chlorhydrique.

#### CALCIUM.

Le calcium ressemble au baryum et au strontium. Il acquiert par le frottement la couleur et l'éclat du plomb. Il s'oxyde rapidement à l'air et se recouvre d'une couche blanche de chaux qui préserve le reste de l'oxydation.

*Préparation.* On l'obtient de la même manière que le strontium et le baryum.

#### *Oxydes de calcium.*

Il existe deux degrés d'oxydation du calcium :

1° Le protoxyde ( $\text{CaO}$ ), et 2° le peroxyde ou bioxyde

( $\text{CaO}^b$ ). Ce dernier s'obtient au moyen de l'eau oxygénée. Mis en contact avec un acide, il dégage 1 équivalent d'oxygène et passe à l'état de protoxyde. Il ne forme point de sels. Le plus important des deux oxydes de calcium est le

### *Protoxyde.*

SYN. *Chaux*, *calx* (lat.) *Kalk* (allemand.).

Comme pour la baryte et la strontiane, il faut distinguer la chaux sèche, *anhydre*, de la chaux *hydratée*.

La chaux sèche, anhydre, obtenue par la calcination du nitrate ou du carbonate, se présente sous forme de poudre d'un blanc grisâtre, d'une densité égale à 2,3. Sa saveur est caustique, alcaline. La chaux résiste à la température des hauts fourneaux. C'est pourquoi on la regardait autrefois comme infusible, apyre. Cependant elle fond au chalumeau en se convertissant en une sorte d'émail blanc. Elle communique à la flamme de l'alcool une teinte rougeâtre, probablement due à la présence d'un peu de strontiane. La chaux anhydre est poreuse comme la baryte et la strontiane, ce qui tient à son mode de préparation (dégagement de gaz). Quand on plonge un morceau de chaux bien calcinée (*chaux vive*) dans l'eau, il se produit une sorte d'effervescence, des bulles de gaz se dégagent. Ces bulles ne sont autre chose que de l'air logé dans les interstices qu'occupait auparavant l'acide carbonique du carbonate de chaux. La chaux absorbe l'eau rapidement; elle se gonfle, et l'eau se vaporise par suite d'une élévation de température assez considérable qui se produit. Dans cette action, la chaux, de compacte qu'elle était, devient pulvérulente et blanche comme de la farine: c'est ce qu'on appelle la *chaux éteinte*. Dans cet état, elle est beaucoup plus fusible qu'à l'état anhydre, et, quelle que soit la température à laquelle on l'expose, elle conserve toujours au moins 1 équivalent d'eau (*hydrate de chaux*).

La chaux est faiblement soluble dans l'eau. Il faut environ

1000 parties d'eau pour en dissoudre 1 partie. La chaux présente le rare phénomène d'être plus soluble à froid qu'à chaud. Car l'eau de chaux (dissolution de chaux) se trouble à mesure que la température s'élève :

|         |                                  |                  |
|---------|----------------------------------|------------------|
| à 15°,5 | la solubilité de la chaux est de | $\frac{1}{278}$  |
| à 54°,4 | _____                            | $\frac{2}{978}$  |
| à 100   | _____                            | $\frac{4}{2270}$ |

L'eau contenant une plus grande quantité de chaux qu'elle n'en peut dissoudre, s'appelle *lait de chaux*. La chaux est incristallisable à l'air, parce qu'elle se transforme en carbonate. On la fait cristalliser dans le vide de la machine pneumatique, en plaçant de la chaux vive à côté de l'eau de chaux. Elle cristallise en lames hexaèdres très-régulières, contenant 1 équivalent d'eau. L'eau sucrée dissout une quantité notable de chaux, et la dissolution laisse déposer à l'air des cristaux de carbonate de chaux. La chaux calcinée (*caustique*) exposée à l'air attire l'humidité et l'acide carbonique, pour se transformer en hydrate et en carbonate de chaux. La chaux hydratée est bien plus propre à former des combinaisons que la chaux sèche. La chaux sèche (*vive, caustique*) peut être employée comme un excellent moyen de dessiccation. Son affinité pour l'eau peut être mise à profit dans la fabrication de l'alcool absolu.

Un courant d'acide carbonique que l'on fait passer dans une dissolution de chaux (*eau de chaux*), transforme la chaux en carbonate blanc qui trouble l'eau. A mesure que l'acide carbonique y arrive en excès, le trouble disparaît et l'eau redevient limpide. C'est qu'alors le carbonate insoluble s'est transformé en bicarbonate soluble. L'eau de chaux exposée à l'air se recouvre d'une pellicule de carbonate appelée, par les anciens, *crème de chaux*.

Lorsqu'on fait passer un courant de *chlore* sur de la chaux placée dans un tube de porcelaine chauffé au rouge, on obtient de l'oxygène qui se dégage et du chlorure de calcium qui reste.

La baryte, la strontiane et la magnésie ainsi traitées donnent également de l'oxygène.

L'hydrate de chaux mêlé avec de l'eau et des grains de sable, constitue le *mortier*, qui se transforme, à la longue, en une masse pierreuse et compacte. Le durcissement du mortier est un effet complexe de l'évaporation de l'eau, de l'absorption de l'acide carbonique et de la combinaison chimique de la silice avec la chaux. L'absorption de l'acide carbonique dure des siècles. On trouve encore de la chaux caustique (non carbonatée) dans les murs les plus anciens ; on en trouve dans les murs construits du temps des empereurs romains. Le mortier des anciens est extrêmement solide et compacte, ce qui est dû, non pas à un mode particulier de préparation, comme on le croit généralement, mais à l'effet du temps.

Le mortier qui se durcit sous l'eau, le *mortier hydraulique*, est fait avec un mélange de chaux, d'eau et de produits volcaniques, connus sous le nom de *trass*, de *puzzolane*, qui sont des matières siliceuses et alumineuses. On peut remplacer ces matières par la marne calcinée.

*Composition.* La quantité de calcium se combinant avec 100 d'oxygène, est :

256,019 (Ca)

100 (O)

356,019 = CO = 1 équivalent de chaux anhydre.

112,480 eau

468,499 = CO, HO = 1 équivalent d'hydrate de chaux.

*État.* La chaux, à l'état de combinaison avec l'acide carbonique (*marbre*), avec l'acide sulfurique (*plâtre*), avec l'acide phosphorique (*dans les os*), etc., est, sans contredit, une des substances le plus universellement répandues dans la nature.

*Préparation.* On calcine le carbonate de chaux. L'acide carbonique se dégage par l'action de la chaleur, et l'on a pour résidu la chaux vive (caustique). L'azotate de chaux donne le

même résultat, seulement le produit est un peu plus poreux que dans le premier cas.

*Historique.* L'étude de la chaux et de la pierre calcaire a mis les chimistes sur la voie de grandes découvertes. Les anciens connaissaient déjà la différence qu'il y a entre la pierre calcaire calcinée et la pierre calcaire non calcinée, Black, d'Édimbourg, s'aperçut, vers 1756, qu'il se dégagait *quelque chose*, « un air », pendant la calcination de la pierre calcaire. Le premier il eut l'idée de recueillir cet air. Il découvrit ainsi le gaz acide carbonique. Il est étonnant que les anciens, qui parlaient sans cesse d'esprits, de vapeurs, de *geist* (1), n'aient pas eu l'idée, dans leurs opérations, de disposer des vases propres à recueillir ces esprits, ces vapeurs, etc. Dès l'époque de Black, il n'était plus permis de confondre la chaux avec le carbonate de chaux. Bientôt après, on reconnut que la potasse et la soude ordinaires n'étaient autre chose que des carbonates. Depuis lors, les découvertes se sont rapidement succédé jusqu'à l'époque de la découverte de l'oxygène, où la révolution fut complète.

#### *Caractères des sels de chaux.*

Les sels de chaux sont tous blancs ou incolores, à moins que l'acide ne soit coloré. Ils ont une saveur piquante et légèrement amère. Ils communiquent à la flamme de l'alcool une légère teinte rougeâtre, probablement due à la présence d'une certaine quantité de strontiane. Les sels de chaux solubles les plus employés sont le nitrate et le chlorure.

1° Les carbonates solubles précipitent les sels de chaux en blanc. Le précipité est soluble (avec effervescence) dans l'acide azotique; c'est ce qui distingue les sels de chaux des sels de baryte. Le précipité est, en outre, soluble dans l'acide carbonique.

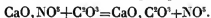
2° L'acide sulfurique et les sulfates solubles y produisent un précipité blanc, qui devient complet par l'addition de l'alcool.

---

(1) Mot allemand qui signifie *esprit*, d'où vient le nom de *gaz*.

3° L'oxalate d'ammoniaque précipite *complètement* les sels de chaux. Le précipité blanc d'oxalate de chaux est soluble dans les acides minéraux, et insoluble dans tous les acides végétaux, à l'exception de l'acide oxalique et de l'acide acétique qui en dissolvent un peu.

4° L'acide oxalique les précipite également en blanc ; mais ce précipité est *incomplet* ; car, en opérant, par exemple, sur l'azotate de chaux, on élimine une certaine quantité d'acide azotique qui redissout une partie du précipité :



5° Le cyanoferrure de potassium précipite les sels de chaux, ce qui permet de les séparer des sels de strontiane qui ne sont point précipités par ce réactif. (H. Rose.)

Dans les analyses, on dose la chaux à l'état d'oxalate, en employant l'oxalate d'ammoniaque comme précipitant. L'oxalate de chaux est ensuite converti, par la calcination, en carbonate neutre, dont la composition est exactement connue (56,29 de chaux).

### *Carbonate.*

SYNONYMES. Chaux carbonatée, *spath calcaire*, *Pierre calcaire*, *marbre*, *craie*, *Tropfstein*, *Kalkstein* (allemand.).

On trouve le carbonate de chaux cristallisé dans la nature, sous deux formes différentes : 1° sous la forme rhomboédrique ; exemple : le *spath calcaire* qui cristallise en rhomboèdres dont les angles sont 105°50' et 75°55' ; 2° sous la forme prismatique ; exemple : l'*arragonite*, qui, sous l'action de la chaleur, se divise en lamelles affectant la cristallisation du spath calcaire. Le carbonate de chaux obtenu artificiellement, se présente sous forme d'une poudre blanche, presque insoluble dans l'eau. Lorsqu'on verse à froid, dans une dissolution d'un sel de chaux, un carbonate alcalin, on obtient un précipité blanc de carbonate de chaux, qui, par suite d'un séjour prolongé dans l'eau froide, se ramasse en petits grains présentant la forme rhomboédrique du spath calcaire. Si le

précipité a été fait à chaud (à la température de l'eau bouillante), il ne tarde pas à prendre la forme prismatique de l'arragonite; mais, par suite d'un séjour prolongé dans l'eau, il perd la forme prismatique de l'arragonite, pour reprendre la forme rhomboédrique du spath calcaire. Le carbonate de chaux a une densité qui varie de 2,3 à 3,8. Il raye le sulfate de chaux hydraté. Les lames du carbonate cristallisé (*spath d'Islande*), présentent un phénomène d'optique remarquable. Lorsqu'on regarde à travers ces lames on aperçoit deux images (effet de double réfraction de la lumière).

Le carbonate de chaux est presque insoluble dans l'eau. L'eau n'en dissout que 3 à 4 millièmes. A la chaleur rouge, il perd tout son acide carbonique, et donne pour résidu de la *chaux vive*. Cette décomposition s'effectue rapidement, quand on fait passer sur le carbonate un courant de vapeur d'eau ou un courant d'air, de manière à diminuer la pression à laquelle se trouve soumis l'acide carbonique. *Expérience* : On chauffe, à la température blanche, de la craie placée dans un canon de fusil hermétiquement fermé. La chaux entre en fusion, l'acide carbonique ne pouvant se dégager, se combine plus intimement avec la chaux. Après l'expérience on trouve, dans le canon, un corps grenu, cristallisé, ressemblant parfaitement à du marbre (Chevalier). Cette expérience doit intéresser au plus haut point les géologues. Le carbonate de chaux se dissout dans un excès d'acide carbonique (voy. *Bicarbonate de chaux*).

*Composition.*  $\text{CaO}, \text{CO}^2 = 1$  éq. de carbonate de chaux.

|                           |               |                     |
|---------------------------|---------------|---------------------|
| Composition en centièmes, | 56,39         | de chaux.           |
|                           | 43,61         | d'acide carbonique. |
|                           | <u>100,00</u> |                     |

Dans l'arragonite et le spath calcaire, le carbonate de chaux est isomorphe avec le carbonate de plomb et avec l'azotate de potasse (1).

(1) Schaffgotsch, dans *Annal. der Physik und Chemie*, 1839, p. 353.



*État.* Le carbonate de chaux est peut-être, de tous les corps, le plus abondamment répandu dans la nature. Il constitue une grande partie de la croûte terrestre. Il n'y a rien de plus connu que les pierres calcaires. L'arragonite renfermé toujours un peu de strontiane et de nitrate de potasse qui, probablement, influent sur les propriétés du carbonate de chaux. La craie, les bancs de coraux, les madrépores, les stalactites, les marbres, les moellons, la brèche, toutes ces substances sont du carbonate de chaux mêlé avec quelques substances étrangères. Les écailles d'huitres, les enveloppes des crustacés, les coquilles d'œufs, etc., se composent en grande partie de carbonate de chaux.

*Usages.* Les usages du carbonate de chaux sont nombreux dans les arts et dans l'industrie. Il sert à la construction des bâtiments. Tout le monde connaît l'utilité du marbre et de la craie.

#### *Bicarbonate de chaux.*

Le carbonate de chaux, en se dissolvant dans l'acide carbonique, passe à l'état de bicarbonate. Ce dernier n'existe qu'en dissolution dans l'eau. On ne l'obtient point cristallisé, et quand on cherche à l'obtenir à l'état solide, il se décompose en acide carbonique qui se dégage, et en carbonate neutre qui reste. Le bicarbonate de chaux n'est donc point une véritable combinaison à proportions définies.

Presque toutes les eaux communes contiennent une quantité notable de carbonate de chaux. Ces eaux se troublent par l'ébullition, en dégageant de l'acide carbonique.

Les eaux d'Arcueil, et les eaux de la Seine en contiennent. Il existe des sources, comme en Auvergne, près de Clermont, dont les eaux sont complètement saturées de bicarbonate de chaux. Lorsqu'on fait tomber ces eaux d'une certaine hauteur, de manière à les répandre sur une large surface, elles abandonnent de l'acide carbonique, à la température ordinaire, et le carbonate neutre de chaux insoluble se dépose

sur les objets qu'il rencontre, en produisant des incrustations qu'on livre au commerce comme objets de curiosités.

### Sulfate.

**SYNONYMES.** *Plâtre, gypse, pierre à plâtre, spath calcaire, sélénite, albatre, Marienglas, Frauenglas.*

Ce sel se présente sous différentes formes. On le rencontre cristallisé en prismes droits à base rhomboïdale, dont les angles sont  $113^{\circ}, 5'$  et  $66^{\circ}, 32'$ . On le raye avec l'ongle et on le désigne en minéralogie sous le nom de *spath calcaire*. Il contient alors 2 éq. d'eau (20,78 p. c. d'eau). Sous l'influence de la chaleur (à  $130^{\circ}$ ), il perd son eau en perdant sa transparence. Dans cet état, on l'appelle *plâtre cuit ou calciné*, et il se trouve toujours mêlé avec du carbonate de chaux. Ainsi calciné, il attire l'humidité de l'air. Uni à une certaine quantité d'eau il constitue le *plâtre gâché* employé dans les arts pour fabriquer des moules, des statues, etc. Si le plâtre est trop calciné il n'attire l'humidité que lentement. Le marbre artificiel (*stuc*), est du plâtre calciné qu'on recouvre d'ichthyocolle et de diverses couleurs. Le sulfate de chaux n'est pas très-soluble dans l'eau; il faut 132 parties d'eau pour en dissoudre 1 partie. Il est *complètement insoluble dans l'eau alcoolisée*.

Exposé à la température blanche, il fond en une sorte d'émail blanc, sans se décomposer; chauffé avec du charbon, il se transforme en sulfure de calcium.

**Composition.**  $\text{CaO}, \text{SO}^3 = 1$  éq. de sulfate de chaux anhydre.

|                           |              |                     |
|---------------------------|--------------|---------------------|
| Composition en centièmes. | 41,53        | de chaux.           |
|                           | 58,47        | d'acide sulfurique. |
|                           | <hr/> 100,00 |                     |

**État.** Le sulfate de chaux est abondamment répandu dans la nature. Il existe dans les eaux des puits de Paris. Ces eaux sont, dans certaines localités, de véritables dissolutions saturées

de sulfate de chaux. Lorsqu'on y verse de l'eau de savon, il se forme aussitôt un précipité blanc cailleboté de stéarate et d'oléate de chaux qui, par leur insolubilité s'opposent à l'action du savon. Les mêmes eaux donnent également d'abondants précipités avec le nitrate de baryte ou chlorure de baryum et avec l'alcool. Du reste, toutes les eaux traversant des terrains gypseux, contiennent une grande quantité de sulfate de chaux en dissolution. On a donné à ces eaux le nom de *sé-léniteuses*, qui produisent chez certains individus une action purgative. Les pierres à plâtre (*sulfate de chaux hydraté*), sont très-communes. La *karsténite* (sulfate de chaux anhydre) se rencontre dans la nature, cristallisé en prismes droits dont la base est un parallélogramme rectangle. Ce dernier corps est remarquable par sa dureté. Il raye le marbre, qui cependant raye la pierre à plâtre ordinaire. Sa densité est aussi plus grande; elle est 2,98, celle du sulfate hydraté étant 2,264. L'*albâtre* est une variété de sulfate de chaux très-tendre; on le travaille facilement pour en faire des vases, des statues, etc. Cet albâtre est différent de l'albâtre des anciens, lequel est du carbonate de chaux. La *glaubérite*, qu'on trouve à Villa Rubia en Espagne et dans beaucoup d'autres pays, est un composé anhydre de parties égales de sulfate de chaux et de sulfate de soude. Elle absorbe l'humidité et devient opaque à l'air.

*Usage.* Le sulfate de chaux est très-utile aux statuaires. Il sert à faire des constructions, des statues, des vases, des moules, etc. On l'emploie dans la fabrication du marbre artificiel (*stuc*), qu'on distingue du marbre naturel, par le simple toucher. Une colonne de marbre artificiel qu'on touche, fait éprouver une sensation de froid moindre que celle que ferait éprouver une colonne de marbre naturel; ce qui tient à ce que le dernier est beaucoup meilleur conducteur du calorique que le premier. On se sert du plâtre comme d'engrais, surtout en Angleterre et dans les États-Unis.

*Azotate de chaux.*

Ce sel est très-déliquescent ; très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. On l'obtient difficilement à l'état cristallin. L'azotate de chaux anhydre devient phosphorescent après avoir été exposé pendant un certain temps à l'action de la lumière directe du soleil. Il portait autrefois le nom de *phosphore de Baudouin*. C'est probablement la présence de ce sel qui rend lumineux ( dans l'obscurité ) de vieux troncs d'arbres qui ont fourni matière à tant de contes superstitieux.

*Composition.*  $\text{CaO}, \text{N}^3\text{O}^5 = 1$  équivalent d'azotate de chaux anhydre, ou  $\text{CaO}, \text{Az}^3\text{O}^5$  (en atomes).

|                           |              |                   |
|---------------------------|--------------|-------------------|
| Composition en centièmes, | 34,46        | de chaux.         |
|                           | 65,54        | d'acide azotique. |
|                           | <hr/> 100,00 |                   |

*État.* L'azotate de chaux accompagne le salpêtre, dans les vieux plâtras, sur le mur des étables, etc. L'eau de puits en contient souvent une quantité notable, surtout si les puits se trouvent dans le voisinage des habitations.

*Fluorure de calcium.*

SYNONYMES. *Fluate de chaux*, *spath fluor*.

Ce sel cristallise en cubes ou en octaèdres. Il est anhydre et tout à fait insoluble dans l'eau. Dans les laboratoires on ne l'obtient jamais que sous forme de poudre blanche ; à l'état de pureté, il est très-blanc ; il est quelquefois coloré en violet. Il décrépite sur les charbons ardents. Projeté, sur un corps incandescent, il devient phosphorescent dans l'obscurité, en répandant une lumière violette. Il perd sa phosphorescence par la calcination. Il existe dans la nature une espèce de fluorure de calcium, qui, étant simplement chauffée dans la main, acquiert une phosphorescence *bleue* ; à 100° la phosphorescence devient *verte*, et à une température plus élevée, elle devient *violette*. Scheele a en vain es-

sayé d'expliquer ces singuliers phénomènes. Le fluorure de calcium est très-stable. L'affinité du fluor pour le calcium est très-grande; aussi le fluorure n'est-il décomposé que par un petit nombre de corps. L'acide chlorhydrique le décompose à peine; et l'acide sulfurique concentré lui-même ne le décompose qu'à chaud.

*Composition.*  $\text{Ca F}$  ou  $\text{Ca F}^2$  (en atomes).

*État.* Le fluorure de calcium se trouve abondamment dans la nature. Il existe dans les dents des animaux fossiles.

*Usage.* Il sert à préparer l'acide fluorhydrique employé pour graver sur verre.

### *Chlorure de calcium.*

Ce sel cristallise en prismes à 6 pans terminés par des pyramides à 6 faces. Sa saveur est piquante et amère. Il peut éprouver successivement la fusion aqueuse et la fusion ignée. Il ne se volatilise pas. Le chlorure de calcium fondu et anhydre attire fortement l'humidité, il est très-déliquescent. Au contact de l'eau, il produit une élévation de température capable de chauffer un kilog. d'eau de  $0^\circ$  à  $75^\circ$ . Le chlorure de calcium ordinaire, non fondu, mis dans l'eau, produit au contraire un abaissement de température qui va jusqu'à  $40^\circ-0$ ; aussi entre-t-il dans les mélanges frigorifiques. L'eau dissout quatre fois son poids de chlorure de calcium. A  $100^\circ$  il est soluble en toutes proportions; il est également soluble dans l'alcool. Le chlorure de calcium fondu devient phosphorescent par l'exposition à la lumière directe du soleil (*phosphoré de Homberg*).

Traité par l'eau de chaux le chlorure de calcium laisse déposer des cristaux composés de 1 équiv. de calcium, de 1 équiv. de chlore, de 3 équiv. de chaux et de 15 équiv. d'eau ( $\text{CaCl}, 3\text{CaO} + 15\text{HO}$ ).

*Formule :*  $\text{Ca Cl}$  ou  $\text{Ca Cl}^2$ .

*Préparation.* On prépare le chlorure de calcium directe-

ment en traitant le carbonate de chaux par l'acide chlorhydrique, ou en faisant arriver un courant de gaz chlore sur de la chaux. Dans ce dernier cas, il y a dégagement d'oxygène. La baryte, le strontiane et la magnésie traitées par le chlore, se comportent de la même manière.

*Usages* : Le chlorure de calcium est fréquemment employé comme moyen dessiccatif.

*Chlorure de chaux (hypochlorite de chaux).*

Il a l'aspect d'une poudre blanche, soluble dans 10 parties d'eau, avec dépôt de chaux hydratée. Il exhale à l'air l'odeur du chlore et absorbe de l'acide carbonique. (Il ressemble en cela aux sulfures et aux cyanures.) Le chlorure de chaux réagit à la manière des alcalis, et possède la propriété de blanchir les étoffes et de désinfecter les substances animales. Par l'action de la chaleur, il se convertit en chlorure de calcium, avec dégagement d'oxygène. Une exposition prolongée à l'air et à la lumière agit comme la chaleur. Les acides en dégagent du chlore.

*Formule.*  $\text{CaO}$ ,  $\text{ClO}$ . On n'est pas encore entièrement d'accord sur la composition exacte du chlorure de chaux que beaucoup de chimistes regardent comme une combinaison intermédiaire de chlorure de calcium et d'hypochlorite de chaux.

*Préparation.* On prépare le chlorure de chaux en grand, en faisant arriver du chlore gazeux sur des couches de chaux hydratée. On continue l'opération jusqu'à ce que le chlore ne soit plus absorbé. L'hydrate de chaux desséché absorbe environ son poids de chlore. Le chlorure de chaux, qui contient 48 pour cent de chaux, est estimé de bonne qualité. On évalue la bonté du chlorure de chaux par la quantité d'une solution acide d'indigo qu'il est capable de décolorer (*chlorométrie*).

*Usages.* Le chlorure de chaux est souvent employé comme

moyen désinfectant et dans le blanchiment des étoffes. Ces propriétés précieuses sont exclusivement dues au chlore ; car le chlorure de chaux , comme en général tous les chlorures d'oxydes , n'est autre chose qu'un réservoir commode de chlore.

*Sulfure de calcium.*

Il se présente sous la forme d'une matière terreuse jaunâtre, répandant à l'air l'odeur de l'hydrogène sulfuré. Il est peu soluble dans l'eau et devient phosphorescent sous l'action des rayons directs du soleil (*phosphore de Canton*).

*Formule* :  $\text{Ca S}$ .

*Préparation.* On obtient le sulfure de calcium en calcinant le sulfate de chaux avec du charbon.

MAGNÉSIUM.

*Propriétés physiques et chimiques.* Le magnésium a la couleur et le brillant de l'argent , ou du plomb récemment coupé. Il est malléable et fusible à la température rouge sombre. Brûlé au contact de l'air , il répand des étincelles d'un vif éclat et se transforme en oxyde blanc (*magnésie*). Il s'oxyde lentement à l'air. Il ne décompose pas l'eau à froid ; à chaud, il laisse dégager quelques bulles d'hydrogène (Bussy).

*Préparation.* On obtient le magnésium en calcinant le chlorure de magnésium sec avec du potassium. Il se produit du chlorure de potassium qui recouvre le magnésium fondu sous forme globulaire.

On ne connaît qu'un seul oxyde de magnésium.

*Oxyde de magnésium.*

Syn. *Magnésie* , *magnésie brûlée* , *calcinée* , *terre amère* , *terre talqueuse* , *Talkerde* , *Bittererde* (allemand).

*Propriétés physiques et chimiques.* La magnésie se présente sous la forme d'une poudre blanche , douce au toucher ,

happant à la langue, insipide et inodore. Elle a une réaction faiblement alcaline; elle verdit le sirop de violettes. Sa densité est 2,3. La magnésie n'est fusible qu'au chalumeau. Elle forme dans l'eau une espèce de pâte sans liant. L'eau est éliminée à une température assez peu élevée. C'est ce qui distingue la magnésie des autres alcalis qui retiennent toujours au moins 1 équiv. d'eau. On rencontre quelquefois dans la nature des cristaux de magnésie contenant 1 équiv. d'eau. La magnésie est très-peu soluble dans l'eau; comme la chaux, elle est plus soluble à froid qu'à chaud. Il faut environ 36,000 parties d'eau bouillante pour dissoudre 1 partie de magnésie, tandis que, à 15°, il n'en faut que 5142 parties pour la dissoudre (*Fyfe*).

*Composition.* La quantité de magnésium se combinant avec 100 d'oxygène est 158,353 (Mg)

100 (O).

---

258,353 = MgO = 1 équiv. de magnésie.

*État.* La magnésie existe dans la nature à l'état de carbonate, de bicarbonate et surtout de sulfate et de chlorure dans des eaux minérales et dans les eaux de la mer. On la trouve dans la *serpentine* et dans la *dolomite* (carbonate de chaux et de magnésie).

*Préparation.* On la prépare en précipitant une dissolution de sulfate de magnésie par la potasse ou par la soude, ou plutôt par le *carbonate de potasse*. Le carbonate de magnésie ainsi obtenu perd son acide carbonique par l'action de la chaleur.

#### *Caractères des sels de magnésie.*

Les sels de magnésie sont tous blancs ou incolores, d'une saveur très-amère. Ils sont *parfaitement neutres*, et presque tous solubles dans l'eau.

1° La potasse et la soude, de même que les carbonates de



ces bases, précipitent les sels de magnésie en blanc. Le précipité est insoluble dans un excès de précipitant.

2° L'ammoniaque ne précipite que la moitié de la magnésie. L'autre moitié se transforme en sel double ammoniacomagnésien soluble. Si le sel de magnésie a été préalablement acidulé, l'ammoniaque n'y produit pas de précipité.

3° Les bicarbonates de potasse et de soude ne précipitent pas les sels de magnésie, le bicarbonate de magnésie étant soluble. La liqueur se trouble par l'ébullition, et le carbonate de magnésie se dépose après avoir dégagé l'excédant d'acide carbonique.

4° Le cyanoferrure de potassium et la noix de galle n'y produisent pas de précipité.

5° Le phosphate d'ammoniaque avec excès de base précipite complètement la magnésie à l'état de phosphate double d'ammoniaque et de magnésie. Ce sel étant calciné avec l'oxyde de cobalt se transforme en une matière de couleur rose.

Dans les analyses, on dose la magnésie à l'état de phosphate double de magnésie et d'ammoniaque. Ce sel se transforme, par la calcination, en phosphate neutre de magnésie dont on connaît exactement la composition.

### *Carbonates de magnésie.*

1° *Carbonate neutre.* Ce sel cristallise en prismes à six pans, minces et allongés. Il a une réaction faiblement alcaline (verdissant le sirop de violettes). Ses cristaux contiennent 3 ou 5 équiv. d'eau.

*Composition.*  $MgO, CO^2$ .

*Préparation.* On obtient le carbonate neutre de magnésie en laissant évaporer le bicarbonate au contact de l'air.

2° *Bicarbonate.* Il ne peut être obtenu cristallisé. Dès qu'on cherche à le faire cristalliser, il se convertit en carbonate neutre insoluble. Il est soluble comme le bicarbonate de chaux et existe dans la nature à l'état de dissolution

dans certaines eaux minérales, dans les eaux de la mer, etc.

3° *Sesquicarbonate*. C'est une combinaison intermédiaire de carbonate neutre et de bicarbonate. On l'obtient en traitant un sel (sulfate) de magnésie par du carbonate de soude neutre. Le précipité n'est pas complet; car il en reste une assez grande quantité en dissolution. Il abandonne, sous l'influence de la chaleur, une certaine quantité d'acide carbonique.

4° *Carbonate de magnésie des officines* (*magnésie blanche*, *magnesia carbonica*). Ce sel se présente sous la forme d'une masse blanche, volumineuse, légère, douce au toucher. Il est plus soluble à froid qu'à chaud. Sa composition est remarquable. Il se compose de 1 équivalent d'hydrate de magnésie ( $\text{MgO, HO}$ ), et de 4 équiv. de carbonate de magnésie hydraté  $4(\text{MgO, CO}^2, \text{HO})$ , en sorte qu'on peut regarder ce carbonate comme une sorte de sel double dans lequel l'hydrate de magnésie jouerait le rôle d'un acide. Sa formule est  $\text{MgO, HO,} + 4(\text{MgO, CO}^2, \text{HO})$ . Cependant ce n'est point là une véritable combinaison; car la quantité d'hydrate peut varier. Cette magnésie des officines donne de 41,6 à 43,2 pour cent de magnésie pure.

*Préparation*. On précipite le sulfate de magnésie au moyen d'une dissolution bouillante de carbonate de potasse ou de soude. On retire le carbonate de magnésie en grand des eaux mères des marais salins.

*État*. On rencontre dans la nature un composé cristallin de carbonate de magnésie et de carbonate de chaux appelé *spath amer* (*bitterspath*). Il existe dans les Indes en masses compactes (*dolomite*, *Pierre calcaire magnésienne*), où il forme des montagnes entières.

*Sulfate de magnésie.*

SYN. *Sel d'Epsom, sel de Sedlitz, sel de Seidschütz, sel cathartique d'Angleterre, sel d'Egra, vitriol de magnésie.*

Ce sel, d'une saveur amère, cristallise en prismes droits à base carrée. Les prismes sont ordinairement terminés par une pyramide à quatre faces. Ces cristaux contiennent 7 équival. (51 p. %) d'eau, et ils peuvent éprouver la fusion aqueuse, puis la fusion ignée sans se décomposer.

|       |                         |                                |
|-------|-------------------------|--------------------------------|
| A 0°  | 100 p. d'eau dissolvent | 26 p. de sulfate de magnésie ; |
| à 40° | —————                   | 212                            |
| à 97° | —————                   | 644,4.                         |

Sa solubilité croît donc avec la température. Chauffé avec du charbon, le sulfate de magnésie ne se convertit pas en sulfure comme les sulfates alcalins. Il se décompose en magnésie et en soufre. Il n'existe pas de combinaison définie du soufre avec le magnésium.

*Composition.*  $\text{MgO}, \text{SO}^3 = 1$  équiv. de sulfate de magnésie anhydre. Il se compose, en centièmes,  
de 34,02 de magnésie,  
65,98 d'acide sulfurique.

*État.* L'eau de la mer contient environ 464 millièmes de sulfate de magnésie. Les eaux de Sedlitz, de Seidschütz, etc., sont riches en sulfate de magnésie.

*Usages.* Le sulfate de magnésie est journellement employé en médecine comme purgatif, à la dose de 30 à 40 grammes.

*Azotate de magnésie.*

Ce sel cristallise ordinairement en aiguilles très-fines, groupées en faisceaux. Il a une saveur amère. Il est déliquescent et très-soluble dans l'eau.

*Composition.*  $\text{MgO}, \text{Az}^3\text{O}^5 = 1$  équivalent d'azotate de magnésie anhydre. Il se compose, en centièmes, de  
27,61 de magnésie,  
72,39 d'acide azotique.

*État.* Il existe dans les eaux mères du salpêtre, et dans les puits voisins des habitations.

*Phosphate de magnésie.*

Ce sel cristallise en aiguilles très-fines, affectant ordinairement une disposition stellaire. Ces cristaux contiennent 6 équivalents d'eau. Le phosphate de magnésie est efflorescent et se dissout dans 15 parties d'eau, à la température ordinaire. Fondu et refroidi, il a l'aspect d'une matière transparente, vitreuse.

*Composition.*  $2\text{MgO}$ ,  $\text{PhO}^5$ . Il se compose, en centièmes, de

36,67 de magnésie.

63,33 d'acide phosphorique.

*État.* Ce sel est remarquable en ce qu'il existe dans presque tous les liquides des animaux et dans les graines des céréales dont l'homme et les animaux font une si grande consommation. Il se trouve de même dans la bière, dans le vinaigre, enfin dans la plupart des liqueurs préparées avec les graines des graminées.

*Préparation.* On obtient le phosphate de magnésie en mêlant ensemble parties égales de phosphate de soude et de sulfate de magnésie.

*Phosphate ammoniaco-magnésien (phosphate double d'ammoniaque et de magnésie).*

Ce sel est blanc, presque complètement insoluble dans l'eau. Il existe dans beaucoup de concrétions pierreuses formées au sein de l'économie vivante, dans les calculs urinaires, etc. Il se convertit, par la calcination, en  $\text{MgO}$ ,  $\text{PhO}^5$ , contenant 36,37 de magnésie.

*Chlorure de magnésium.*

Il cristallise en petites aiguilles très-fines, contenant 5 équivalents d'eau. Sa saveur est piquante et amère. Il est très-déliquescent et se dissout dans la moitié de son poids d'eau. Il fond à une température élevée et se convertit, par le refroidissement, en une masse feuilletée d'apparence nacrée, qui se dissout dans l'eau avec une certaine élévation de température. Le chlorure de magnésium donne, par la calcination, de l'acide chlorhydrique qui se dégage, et un oxychlorure de magnésium d'un aspect nacré, qui reste. Cet oxychlorure se transforme, dans l'eau, en magnésie qui précipite, et en chlorure de magnésium qui reste en dissolution.

*Composition.* Mg, Cl = 1 équivalent de chlorure de magnésium anhydre. Il se compose, en centièmes, de

26,36 de magnésium.

73,64 de chlore.

*État.* Le chlorure de magnésium accompagne partout le chlorure de calcium, dans les plâtras, les terrains salpêtrés, dans les eaux de la mer, etc. Il accompagne souvent le sel marin, qu'il rend déliquescent en lui communiquant un goût désagréable.

**PLOMB.**

SYNONYMES. *Plumbum* (lat.), *Blei* (allerm.).

*Propriétés physiques.* Le plomb est d'un blanc bleuâtre, très-éclatant, lorsqu'il est récemment coupé. Il acquiert une odeur particulière par le frottement. Il est si mou qu'on peut le rayer avec l'ongle. Il tache les corps en gris bleuâtre. Il est plus malléable que ductile : on peut le réduire en feuilles très-minces. Sa ténacité est très-faible : un fil de 2 millimètres de diamètre rompt sous un poids de 9 kilogrammes. La densité du plomb est 11,443 ; elle diminue un peu par l'écrouissage,

contrairement à ce qui a lieu pour les autres métaux. Il fond à la température de  $334^{\circ}$ . A une température plus élevée il se volatilise sensiblement, en répandant des fumées visibles dans l'air. Déjà à la température de  $150^{\circ}$ , le plomb perd 0,09 de son poids. Il est susceptible de cristalliser, par refroidissement, en pyramides quadrangulaires.

*Propriétés chimiques.* Le plomb se ternit rapidement à l'air, et se recouvre d'une mince couche d'oxyde qui ne tarde pas à absorber l'acide carbonique de l'air. Il est inaltérable dans l'air privé d'acide carbonique. Le plomb s'oxyde promptement sous l'influence de la chaleur, et se convertit en une poussière grise appelée *cendres de plomb* (*Bleiasche*), qui paraît être un mélange de protoxyde et de plomb métallique. A la température de sa fusion, le plomb, en absorbant une partie de son oxyde, devient cassant et feuilleté, et ne reprend ses propriétés naturelles qu'après avoir été de nouveau chauffé avec du charbon.

Le plomb ne décompose l'eau ni à froid, ni à chaud, ni même à la faveur des acides. L'acide carbonique de l'air attaque facilement le plomb, surtout lorsque celui-ci est mouillé. L'acide azotique l'attaque et le dissout à froid. L'acide sulfurique ne l'attaque qu'à la température de l'ébullition. L'eau régale le change en chlorure blanc, peu soluble dans l'eau. — Le plomb peut se conserver indéfiniment dans l'eau qui contient des matières organiques ou des sels en dissolution; tandis qu'il s'oxyde et se carbonate rapidement dans l'eau distillée. C'est pourquoi il ne faut point recevoir de la vapeur d'eau dans des chaudières de plomb. La présence du plomb retarde l'action de l'acide sulfurique étendu d'eau sur le zinc et le fer, sans que le plomb soit altéré.

Le plomb s'allie avec la plupart des métaux. Il ne s'allie point avec le fer, et il s'allie difficilement avec le cuivre.

*État.* Le plomb existe assez abondamment dans la nature. Il est le plus souvent combiné avec le soufre et le sélénium. On le rencontre surtout dans les grès et dans les roches calcaires qui recouvrent immédiatement le terrain houiller. Voici les principales espèces minérales plombifères :

1° *Sulfure (galène)*. C'est l'espèce la plus commune. Elle est d'un gris de plomb, douée de beaucoup d'éclat. La galène est lamellaire ou écailleuse, rarement sa cassure est lisse et grenue. Elle contient presque toujours un peu de sulfure d'antimoine, de sulfure d'argent, et quelquefois de l'argent métallique. La proportion de l'argent s'élève le plus ordinairement à 0,0050. L'antimoine s'y trouve à peu près dans la même proportion que l'argent. Il y a, en outre, des traces de sélénium. La galène est rarement arsénifère ; les gangues qui l'accompagnent sont la blende et la pyrite commune.

2° *Sélénium*. Le sélénium de plomb pur est difficile à distinguer de la galène. Le plus souvent il est accompagné de sélénium de cuivre, de sélénium de cobalt et de sélénium de mercure. Ces séléniums contiennent quelquefois des traces d'or natif et de palladium.

3° *Tellurure*. Le tellurure de plomb, accompagné de tellurures d'or, d'argent, etc., se rencontre en Transylvanie et dans quelques autres localités. Il colore en bleu la flamme du chalumeau.

4° *Sulfate*. Il se trouve, en petites quantités, à Badenvillers, sur les bords du Rhin, dans l'île d'Anglesea, etc. Il est incolore ou d'un blanc jaunâtre, ayant l'éclat du diamant. Il cristallise en octaèdres rectangulaires.

5° *Chloro-phosphate et chloro-arséniate*. Ces deux minerais sont isomorphes et se rencontrent presque toujours ensemble. Leur gisement est dans les roches primitives. Ils sont incolores, jaunés, verts ou bruns, et cristallisés en prismes hexaédriques. On en trouve à Chenelette, près Beaujeu (Saône-et-Loire) ; à Sonnenwirbel, près Freyberg (royaume de Saxe) ; à Bleystadt (Bohême), à Georgenstadt, etc.

6° *Arséniure*. L'arséniure de plomb n'a été encore trouvé que dans la mine de Clausthal (Harz). Il contient du fer, du soufre et du cobalt.

7° *Carbonate (plomb blanc)*. Il est accompagné fréquemment de la galène, et existe souvent infiltré dans la masse de certains grès. Il est blanc et doué d'un reflet nacré. On en trouve aux environs de Vannes (Morbihan), à Montmoulin (Hérault), à Vanlockhead (Angleterre), etc.

8° *Chromate (plomb rouge)*. Il est d'un beau rouge orange et cristallise en prismes obliques rhomboïdaux. On ne le rencontre guère que dans les mines de Bérézof, en Sibérie.

9° *Vanadate (erythronium de Del Rio)*. Il est très-rare. On ne l'a encore trouvé qu'à Zimapan (Mexique).

10° *Tungstate*. Il est extrêmement rare. On ne l'a encore rencontré que dans les mines d'étain exploitées à Zinnwald, en Bohême. Il est blanchâtre et cristallise en octaédres très-aigus.

11° *Molybdate (plomb jaune)*. Il est beaucoup moins rare. On en trouve de beaux échantillons en Carinthie. Il est d'un jaune cire, et cristallise en octaédres à base carrée.

12° *Oxy-chlorure*. Il est d'un jaune paille, friable. On le trouve à Mendip-Hill, en Angleterre.

Le massicot et le minium natifs sont extrêmement rares.

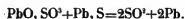
Les produits artificiels dont on peut extraire le plomb sont : les *schlichs*, provenant des minerais sulfurés ; les *matte*s, qui sont des sulfures au *minimum* de sulfuration : on les nomme aussi *speiss* ; les *scories des fours à réverbère* : ce sont, le plus souvent, des silicates provenant des usines d'Angleterre. Les *abstriches* ou *abzüge* sont des litharges provenant des essais par coupellation.

*Préparation*. Presque tout le plomb qui se rencontre dans le commerce est extrait de la *galène* (sulfure de plomb).

*Procédé d'extraction*. On grille le sulfure de plomb avec du fer. Il se forme deux couches : l'une, supérieure, composée de sulfure de fer ; l'autre, inférieure, contenant le plomb (*plomb d'œuvre*).



Le sulfure de plomb se grille très-bien ; à une chaleur modérée, il se transforme en sulfate de plomb qui, mêlé avec du sulfure de plomb (1 p. de sulfure pour 1 p. de sulfate), donne, sous l'influence de la chaleur, du plomb métallique. Ici, la théorie est parfaitement d'accord avec la pratique, qu'on peut exécuter en grand dans les opérations métallurgiques. En effet, 1 équivalent de sulfate de plomb ( $\text{PbO}, \text{SO}^3$ ) contient 4 équivalents d'oxygène ; le sulfure de plomb ( $\text{PbS}$ ) se compose de 1 équiv. de soufre et de 1 équiv. de plomb. Or, par l'action de la chaleur, le soufre du sulfate et le soufre du sulfure se dégagent à l'état d'acide sulfureux, dont chaque équivalent renferme 2 équiv. d'oxygène. Donc, 2 équivalents de soufre suffisent pour enlever tout l'oxygène au plomb et à l'acide sulfurique, en passant à l'état d'acide sulfureux. Formule de cette réaction :



On élimine par des procédés de grillage et de calcination les métaux étrangers, tels que le fer, le zinc, le cuivre, l'antimoine, qui souillent le plomb. Généralement, on n'a pas grand intérêt à séparer du plomb les dernières traces de fer ou de cuivre. Mais on s'attache, au contraire, à séparer du plomb tout l'argent qui s'y trouve quelquefois en quantités assez notables. Or, ici, les procédés ordinairement employés pour l'affinage des métaux, ne suffisent plus ; car le plomb entraîne et conserve dans sa masse une certaine quantité d'argent que le grillage ordinaire ne peut lui enlever. Les plombs qui recouvrent d'anciens monuments, des cathédrales, etc., contiennent quelquefois jusqu'à 0,02 d'argent ; car les anciens n'étaient pas avancés en métallurgie. Voici le procédé récemment employé en Angleterre pour purifier le plomb et pour lui enlever les dernières traces d'argent. On fait fondre le plomb dans une chaudière de fer. Après avoir agité la liqueur métallique, on la laisse reposer quelques instants, puis on l'écume. On répète cette opération jusqu'à trois ou quatre fois. Le plomb étant

moins dense que l'argent , compose les couches supérieures qu'on enlève par un simple écumage. De cette manière , on accule l'argent dans le fond de la masse liquide ; et la masse la plus inférieure est de l'argent presque pur. On peut ensuite , au moyen de la coupellation , débarrasser l'argent des dernières traces de plomb qu'il pourrait contenir.

*Historique.* Le plomb est connu depuis la plus haute antiquité. Les alchimistes lui avaient donné le nom mythologique de *Saturne* , parce que , d'après leur opinion , ce métal dévorait les autres métaux pendant la calcination. Le plomb était représenté par  $\text{♄}$  , signe de la planète de Saturne.

### *Alliages.*

*Étain.* Les alliages de plomb et d'étain sont beaucoup moins blancs et plus durs que l'étain lui-même. L'alliage le plus tenace et le plus dur est composé de 25 p. de plomb et de 75 p. d'étain. La *soudure des plombiers* est un alliage qui contient environ 1 p. de plomb et 2 p. d'étain. Il est fusible à environ 200°. La *soudure des ferblantiers* contient un peu moins de plomb. En Suède, on emploie un alliage d'étain , contenant 0,39 de plomb, pour fabriquer des miroirs d'un très-grand éclat. On fabrique des vases avec un alliage composé de 1 p. de plomb et de 8 p. d'étain. Cet alliage peut être nuisible à la santé, surtout lorsque le plomb s'y trouve en excès. Les vases composés de 20 à 25 de plomb et de 80 à 75 d'étain sont sans inconvénient.. L'étain en excès s'oppose à l'action dissolvante des acides. — Les alliages de plomb et d'étain sont remarquables en ce qu'ils sont très-combustibles. L'alliage des ferblantiers s'enflamme à la chaleur rouge. Il se convertit , pendant sa combustion , en oxyde d'étain ayant l'aspect de choux-fleurs. Cet oxyde est connu dans les arts, sous le nom de *potée d'étain*. On l'emploie pour polir et pour préparer les émaux.

*Antimoine.* Le plomb s'allie avec l'antimoine en toutes

proportions. Ces alliages sont, en général, durs et cassants. L'alliage composé de 8½ p. de plomb et de 16 p. d'antimoine est un peu ductile et beaucoup plus dur que le plomb. Il constitue les *caractères d'imprimerie*.

Le *fer* s'allie très-difficilement avec le plomb.

Le *zinc*, le *nickel* et le *cobalt* sont à peu près dans le même cas.

*Alliage fusible.* On l'obtient avec 8 p. de bismuth, 5 p. de plomb et 3 p. d'étain. Il fond à 98° : par conséquent, dans l'eau bouillante. Cet alliage, qu'on appelle *alliage fusible de d'Arcet*, a été découvert par Newton. On le rend encore plus fusible en y faisant entrer un seizième de son poids de mercure. — En variant les proportions de ces métaux, on obtient des alliages dont on peut calculer le point de fusibilité, depuis 98° jusqu'à 325°. Ce fait a été mis à profit dans la construction des rondelles de sûreté pour les machines à vapeur.

### *Composés oxygénés.*

On peut admettre trois oxydes de plomb, dont la composition soit exactement déterminée. 1° Le *protoxyde* qui est la base des sels de plomb ; 2° le *sesquioxyde* ; 3° le *bioxyde* (oxyde purce). Le *sousoxyde* de plomb de Dulong (comme presque tous les prétendus sous-oxydes métalliques), n'est qu'un mélange de protoxyde et de plomb métallique ; car, traité par un acide fort, le sous-oxyde de plomb se change en protoxyde et en plomb métallique. Ce prétendu sous-oxyde, d'un gris bleuâtre, se forme pendant l'exposition du plomb à l'air.

Le *minium* est un oxyde intermédiaire, composé d'une certaine quantité de protoxyde et de peroxyde, comme nous le verrons plus bas.

1° *Protoxyde.* Dans le protoxyde de plomb il faut distinguer l'état *anhydre* et l'état *hydraté*. Dans l'état *anhydre*, le protoxyde de plomb présente deux variétés, connues dans le commerce sous le nom de *massicot* et de *litharge*. Le mas-

sicot est le protoxyde *anhydre* proprement dit. Il a l'aspect d'une poudre jaune. Il s'obtient en grillant le plomb *au dessous de la chaleur rouge*. Le métal se change d'abord en cendres de plomb (*sous-oxyde*) et enfin en protoxyde. Le protoxyde de plomb est fusible, et il entraîne, pendant sa fusion, la silice, l'alumine et en général toutes les substances terreuses; c'est pourquoi il ne faut point le fondre dans des vases de grès ni de poterie. Fondu et refroidi (dans un vase de platine), il cristallise en lames micacées, légèrement transparentes, d'un jaune rougeâtre. C'est dans cet état que le protoxyde (anhydre) est connu sous le nom de *litharge*. On obtient la litharge sous forme de petits grains ou paillettes brillantes, rougeâtres, pendant l'affinage de l'argent (par voie sèche) ou pendant la coupellation. Ainsi obtenue, la litharge n'est jamais pure; elle renferme des quantités variables de fer et de cuivre qui lui communiquent une couleur jaune plus ou moins foncée (*Gold-Silber-Glatte*). Le soufre ramène la litharge à l'état de plomb métallique. Si le soufre est en excès, il se produit un sulfure de plomb.

L'*hydrate de protoxyde de plomb*, obtenu par voie de précipitation, est blanc et un peu soluble dans l'eau distillée, à laquelle il communique quelques propriétés alcalines. Il est insoluble dans l'eau saline ou dans l'eau de source ordinaire. Le protoxyde de plomb est une base très-puissante. Il neutralise bien les acides. Il attire fortement l'acide carbonique de l'air. Il peut, de plus, se combiner par la voie sèche ou par la voie humide, avec les alcalis et les terres. La plupart de ces combinaisons sont cristallisables.

*Composition.*  $\text{PbO} = 1294,498$  (Pb)

100, (O)

---

$1394,498 = \text{PbO}$  (1 équival. de protoxyde de plomb).

Pour évaluer l'équiv. du plomb, il faut opérer sur du protoxyde de plomb pur. On se le procure en traitant le plomb

par l'acide azotique, en évaporant et en calcinant le résidu à une chaleur modérée.

Le protoxyde de plomb est isomorphe avec la chaux et la magnésie.

*Usages.* La litharge est employée dans la préparation des vernis qui séchent facilement, dans le vernis des poteries, etc. On se sert de l'oxyde de plomb dans la fabrication des cristaux, etc.

2° *Sesquioxyde.* Le sesquioxyde de plomb a l'aspect d'une poudre d'un jaune rougeâtre. Traité par les acides, il se décompose en protoxyde qui se dissout et en peroxyde qui reste insoluble. A une température élevée, il se transforme en protoxyde et en oxygène. On l'obtient en faisant agir de l'hypochlorite de soude sur une dissolution de protoxyde de plomb dans la potasse (1).

*Composition.*  $Pb^3 O^3$  analogue au peroxyde de fer ( $Fe^3 O^3$ ).

*Peroxyde (oxyde puce).* Il est d'un brun foncé. Il se convertit, par l'action de la chaleur, en protoxyde et en oxygène qui se dégage. Il oxyde la plupart des corps susceptibles de s'oxyder. C'est un corps oxygénant énergique. Le peroxyde de plomb ne joue point le rôle d'une base. Traité à chaud par un oxacide concentré, il se change en protoxyde; l'excédant de l'oxygène se dégage. Avec l'acide chlorhydrique, il forme un protochlore; et comme il n'existe point de perchlorure, l'excédant du chlore se dégage. Calciné avec du soufre, il donne du gaz acide sulfureux, et du sulfure de plomb si le soufre est en excès. Chauffé avec l'acide sulfureux, il se convertit en sulfate de plomb. L'action a lieu avec dégagement de lumière.

*Composition.*  $Pb O^2$ .

On obtient le peroxyde de plomb en traitant le *minium* par l'acide nitrique qui dissout le protoxyde et laisse le peroxyde intact.

---

(1) Erdmann (*Handbuch der Chemie*. 1840.).

*Oxyde intermédiaire (minium).* Il est sous forme de poudre d'un beau rouge brique. Traité par un oxacide, il donne naissance à un sel de plomb et à de l'oxyde puce insoluble. Lorsqu'on verse une dissolution d'acétate neutre de plomb sur du minium, on obtient l'oxyde puce pour résidu; le protoxyde est enlevé par l'acétate neutre qui se transforme en acétate tribasique, soluble dans l'eau distillée. Le minium se change en protoxyde par l'action de la chaleur; l'excédant de l'oxygène se dégage. Traité par l'acide chlorhydrique il donne du chlorure de plomb et du chlore qui se dégage.

*Composition.*  $PbO + PbO^3$ . La composition du minium a été le sujet de longues discussions. Suivant M. Lonchamps, le minium se compose de 2 éq. de protoxyde et de 1 équiv. d'oxyde pur ( $2PbO + PbO^3$ ), composé analogue à l'oxyde intermédiaire de manganèse. Suivant M. Dumas, et quelques autres chimistes, le minium n'est point un oxyde particulier, mais un oxyde intermédiaire composé de protoxyde et de peroxyde dont les proportions peuvent varier dans beaucoup de circonstances.

On obtient le minium en chauffant le massicot dans des fours particuliers, où l'air a libre accès. Après que le massicot a été suffisamment calciné, on ferme le four, et on laisse l'oxyde se refroidir lentement. Le minium se rencontre, à l'état natif, à Langenberg (*Hesse-Cassel*).

### *Composés sulfurés.*

*Sulfure de plomb (proto-sulfure).* Il est d'un gris foncé, et friable. Il constitue la mine de plomb la plus abondante (*galène*). Il existe sous forme de masses brillantes, clivables en cubes, quelquefois en octaèdres et en dodécaèdres. Il est rarement amorphe. Le sulfure de plomb est fusible, et attaque, comme l'oxyde, les vases de grès. Il est sensiblement volatil. Lorsqu'on calcine ce sulfure avec du fer, le plomb se sépare à l'état de pureté. Grillé à une chaleur modérée, il se

change en sulfate de plomb qui, mêlé à du sulfure du plomb, donne, par la calcination, du plomb métallique.

Le sulfure de plomb peut, comme les sulfures alcalins, se combiner avec d'autres sulfures, excepté le sulfure de zinc. Dans toutes ces combinaisons (*sulfosels*), le sulfure de plomb paraît jouer le rôle de base.

*Composition.*  $\text{PbS}$ , analogue au protoxyde ( $\text{PbO}$ ).

On prépare le sulfure de plomb, en calcinant directement le plomb avec du soufre, ou en précipitant un sel de plomb soluble par l'hydrogène sulfuré.

Il existe probablement deux sulfures de plomb moins sulfurés que le protosulfure (*sous-sulfures*), dont la composition n'est pas exactement déterminée.

On emploie le sulfure de plomb, comme vernis de poterie, sous le nom d'*alquifoux*.

Le sélénure de plomb est semblable au sulfure.

#### *Composés chlorés.*

*Chlorure* (protochlorure). Il est d'un blanc satiné et cristallise en petits prismes hexaédriques allongés ou en écailles nacrées. Il est peu soluble dans l'eau : 100 p. d'eau, dissolvent, à la température ordinaire, 3 p. de chlorure de plomb. Il est plus soluble à chaud qu'à froid. Fondu et refroidi, il se prend en une masse translucide, semblable à de la corne. A la chaleur rouge, il se volatilise en répandant d'épaisses vapeurs blanches.

*Composition.*  $\text{PbCl}$ , analogue au protoxyde et au sulfure.

On le prépare par voie de double décomposition. En traitant le chlorure de plomb par l'ammoniaque en excès, on obtient un *oxychlorure* (sous-chlorure), composé de 1 équiv. de chlore, de 2 équiv. d'oxygène, et de 3 équiv. de plomb ( $\text{Pb}^3\text{ClO}^3$ ). La litharge délayée avec le quart de son poids de sel marin, se change, au bout de quelque temps, en *oxychlorure blanc hydraté*. Par la calcination, l'oxy-chlorure de plomb abandonne son eau et devient d'un très-beau jaune

connu dans la peinture sous le nom de *jaune de Turner*. En calcinant ensemble 1 partie de sel ammoniac et 4 parties de litharge, on obtient une masse cristallisée en lames miroitantes, qui se vendait autrefois dans le commerce sous le nom de *jaune minéral* ou d'*or de Cassel*. On n'en fabrique plus, depuis que l'on connaît le chromate de plomb. Le jaune minéral est un oxychlorure de plomb, à peu près identique avec celui qu'on rencontre dans la nature. Le brôme et l'iode forment des composés analogues à ceux que produit le chlore.

Le *bromure* de plomb est également blanc et, comme le chlorure, peu soluble dans l'eau. Il est fusible et volatil, et se prend, par le refroidissement, en une masse jaune d'apparence cornée.

Comme le chlorure, il se compose de 1 éq. de plomb et de 1 éq. de brôme =  $\text{PbBr}$ .

L'*iodure* est également très-peu soluble dans l'eau. Il cristallise en écailles nacrées d'un très-beau jaune. Il est fusible et volatil.

Formule :  $\text{PbI}$  ou  $\text{PbI}^2$ .

Le chlorure, le bromure et l'iodure de plomb peuvent se combiner avec les chlorures, les bromures et les iodures alcalins, pour former des *chloro-sels*, des *bromo-sels*, et des *iodo-sels*.

L'*arsenic* ne forme pas de combinaisons en proportions définies avec le plomb. Ces combinaisons se décomposent toutes à une température élevée. Cependant, quelque élevée que soit la température, le plomb conserve toujours des traces d'arsenic. Ces arséniures de plomb sont gris, demi-ductiles et facilement décomposables par le fer.

Le plomb ne se combine pas directement avec le phosphore. Le *phosphure* obtenu en traitant un sel de plomb soluble par une dissolution alcoolique de phosphore, se décompose entièrement, sous l'influence de la chaleur, en phosphore et en plomb. C'est pourquoi il est permis de préparer le phosphore en combinant le phosphate de plomb avec du charbon.



*Caractères des sels de plomb.*

Ils sont tous incolores lorsque l'acide n'est pas coloré. (L'azotite basique de plomb est jaune.) Ils ont une saveur sucrée et astringente. Ils sont vénéneux et peuvent donner lieu à des coliques douloureuses appelées *coliques de plomb*. Les principaux sels de plomb solubles sont le nitrate et l'acétate.

1° La potasse ou la soude les précipite en blanc. Le précipité est un *sous-sel hydraté*, soluble dans un excès de précipitant.

2° L'ammoniaque les précipite également en blanc. Mais ce précipité est insoluble dans un excès d'ammoniaque. Le sucre et d'autres matières organiques peuvent dissoudre une certaine quantité de ce précipité.

3° L'acide sulfhydrique les précipite en noir. Ce précipité est complet (sulfure de plomb). Il blanchit à l'air en se transformant en sulfate.

4° Les carbonates alcalins y produisent un précipité blanc (céruse), insoluble dans un excès de précipitant.

5° Le cyanoferrure de potassium les précipite en blanc.

6° L'acide sulfurique et les sulfates solubles les précipitent en blanc, comme les sels de baryte, de strontiane et de chaux. Ce précipité (sulfate de plomb) est un peu soluble dans un excès d'acide sulfurique.

7° Les iodures solubles les précipitent en jaune orangé.

8° Les chromates alcalins les précipitent en beau jaune.

9° Le zinc précipite le plomb de ses dissolutions sous forme de cristaux, qui se groupent en forme de radicules dont l'ensemble est appelé *l'arbre de Saturne*. (Le zinc se substitue au plomb.)

Le sel marin et les sulfates de potasse, de soude ou de magnésie, et l'eau de puits, sont les contre-poisons des sels de plomb.

*Carbonate de plomb (céruse).*

Ce sel est blanc, pulvérulent et très-peu soluble dans l'eau. Dans la nature on le rencontre cristallisé en prismes rhomboïdaux ou en octaédres réguliers.

*Composition* :  $\text{PbO}, \text{CO}^2$ .

La préparation de la céruse constitue une branche importante d'industrie. A Clichy, on prépare la céruse au moyen de l'acétate neutre de plomb ; on ajoute à cet acétate de la litharge, pour former un acétate avec excès de base (*bibasique* ou *tribasique*) ; on fait ensuite arriver dans la dissolution d'acétate de plomb basique un courant d'acide carbonique qui précipite l'excès de base à l'état de carbonate (céruse), que l'on sépare de l'acétate de plomb redevenu neutre. On ajoute une nouvelle quantité de litharge à cet acétate neutre de plomb, et l'opération recommence. Au moyen de ce procédé on obtient en peu de temps une grande quantité de céruse. Le procédé qu'emploient les Hollandais consiste à enfouir des pots de vinaigre remplis de lames de plomb, dans du fumier frais : la fermentation des matières animales dégage une grande quantité d'acide carbonique qui se combine avec le plomb, pour produire la céruse. Au bout de six semaines environ, presque tout le plomb est transformé en céruse. Ce procédé est très-ancien (1).

*Usage.* La céruse est journellement employée pour peindre les boiseries des appartements, pour étendre les couleurs et dessécher les huiles. En le mêlant avec un peu de charbon ou de l'indigo, on lui donne un reflet bleu. On vend quelquefois

---

(1) Les alchimistes préparaient, par un procédé semblable, beaucoup de carbonates métalliques et même des sulfures ; car Geber raconte, qu'ayant traité de l'antimoine par l'esprit de sel (acide chlorhydrique), il plaça le produit (chlorure d'antimoine) dans du fumier de cheval (*in stercore equino*), et qu'au bout de 49 jours tout était converti en une matière jaune (*aurum philosophicum*). Cet *or des philosophes* n'était probablement autre chose que le *kermès* (oxy-sulfure d'antimoine).

la céruse dans le commerce, sous les noms de *blanc de Venise*, *blanc de Hollande*, *blanc de Hambourg*. La céruse du commerce contient une quantité notable de sulfate de baryte. Les ouvriers qui travaillent dans les fabriques de céruse, dans la préparation des couleurs, dans la peinture sur bâtiments, etc., sont souvent atteints de coliques de plomb, maladie qui abrège la vie de ces malheureux. La falsification des vins, au moyen de la céruse ou de la litharge, est extrêmement rare, contrairement à ce que l'on croit généralement.

#### *Azotate de plomb.*

Ce sel cristallise en octaèdres parfaitement réguliers opaques ou transparents. Les cristaux sont anhydres; 100 p. d'eau en dissolvent 13 p. On obtient l'azotate de plomb directement, en traitant la litharge par l'acide azotique.— Traité par l'ammoniaque il donne une série de sous-sels, qui ont tous une réaction alcaline. On connaît un azotate bibasique et un azotate quadribasique. Lorsqu'on chauffe, à une chaleur modérée, 100 p. d'azotate de plomb avec 78 p. de plomb métallique, on obtient un *azotite bibasique*; avec 160 de plomb, on a un *azotite quadribasique*. Et si l'on enlève (par l'acide carbonique) au premier la moitié de la base et au dernier les trois quarts, on aura un *azotite neutre* de plomb, qui cristallise en octaèdres d'un jaune citron, très-soluble dans l'eau. Ces azotites donnent, par la calcination, de l'acide hypoazotique pur.

#### *Sulfate de plomb.*

Ce sel est neutre et très-stable. Il résiste à une température élevée. Il est presque aussi stable que les sulfates alcalins; preuve nouvelle que le plomb se rapproche, par ses propriétés chimiques, des alcalis et notamment de la chaux, de la strontiane et de la magnésie. Calciné avec du charbon, il se transforme en un mélange de sulfure et de sous-sulfate.

On trouve , dans la nature , le sulfate de plomb cristallisé en octaèdres réguliers, en pyramides tétraèdres ou en tables transparentes. Le sulfate de plomb est très-peu soluble dans l'eau , ce qui le rapproche des sulfates de baryte , de strontiane et de chaux. Il est sensiblement soluble dans l'acide sulfurique et dans l'acide chlorhydrique ; c'est pourquoi il ne faut point précipiter le plomb à l'état de sulfate dans une des liqueurs contenant de l'acide sulfurique ou de l'acide chlorhydrique libre.

*Composition.*  $\text{PbO}, \text{SO}^3$  ; 100 p. de sulfate de plomb donnent 68,28 de plomb métallique.

*Phosphate (neutre) de plomb.*

Ce sel est blanc , insoluble dans l'eau et soluble dans l'acide azotique. L'ammoniaque le convertit en *sous-phosphate* , renfermant deux fois autant d'oxyde que le phosphate neutre. Il est fusible au chalumeau, et se prend, par le refroidissement, en une masse d'un blanc nacré. Le phosphate de plomb et la galène peuvent être fondus ensemble sans se décomposer : le produit qu'on obtient est d'un gris foncé ; il se rencontre quelquefois dans la nature.

*Composition.*  $\text{PbO}, \text{Ph O}^3$ .

*L'arséniate.*  $\text{PbO}, \text{As O}^3$  est isomorphe avec le phosphate.

*Chromate (neutre) de plomb.*

Il est d'un beau jaune-serin , et se rencontre dans la nature. Il est employé en peinture.

Il existe un *bichromate* jaune, et un *chromate bibasique rouge*, tous deux également employés dans les arts.

## SEPTIÈME FAMILLE.

ALUMINIACÉS (*Aluminiacea*).

Cette famille comprend l'*aluminium*, le *glucynium*, l'*yttrium*, le *thorinium*, le *zirconium*, le *cérium*, et le *lanthane*. Beaucoup de ces corps dont les oxydes portent le nom de *terres*, sont encore fort mal connus. Voici les principaux points qui peuvent être invoqués en faveur de l'établissement de cette famille :

1° L'alumine, la glucyne, l'yttria, la thorine et la zircone sont toutes des sesquioxydes isomorphes entre eux :



2° L'alumine, la glucyne, l'yttria, la thorine et la zircone sont des bases faibles. Leurs sels ont tous une réaction acide.

3° L'alumine, la glucyne, l'yttria, la thorine et la zircone forment, avec l'eau, des *hydrates* à proportions définies, qui sont solubles dans les acides; quelques-uns de ces hydrates sont solubles dans la potasse et dans la soude.

4° L'alumine, la glucyne, l'yttria, la thorine et la zircone, soumises à l'action de la chaleur, perdent toute l'eau qu'elles contiennent, se racornissent, jaunissent et deviennent insolubles dans les acides.

5° L'alumine, la glucyne, l'yttria, la thorine et la zircone se comportent comme de véritables acides à l'égard des bases alcalines fixes; elles produisent, avec les carbonates de potasse et de soude à une température élevée, des *aluminates*, des *glucynates*, des *yttriates*, des *thorinates* et des *zirconates* de potasse et de soude, qui sont tous isomorphes entre eux, et dont plusieurs se rencontrent dans la nature.

6° Les *sesquioxydes* des aluminiacés forment des *espèces* d'alun, avec la potasse, la soude et l'ammoniaque. Le *cérium* et le *lanthane* se rapprochent, par certaines réactions, des autres *aluminiacés*. Du reste, il faut considérer le *cérium* et le *lanthane* comme des corps dont l'étude est encore à faire.

## ALUMINIUM.

L'aluminium se présente sous la forme d'une poudre grise qui prend un aspect métallique par le frottement. Il brûle avec un très-vif éclat dans l'oxygène et se transforme en alumine (oxyde d'aluminium). Il ne décompose pas l'eau à froid; il ne la décompose que partiellement à la température de l'ébullition. Il se dissout dans les alcalis caustiques, avec dégagement d'hydrogène.

*Préparation.* On obtient l'aluminium en réduisant, dans un creuset chauffé au rouge, le chlorure d'aluminium au moyen du potassium. L'opération a lieu avec une vive incandescence (H. Rose).

L'aluminium n'offre qu'un seul degré d'oxydation.

*Oxyde d'aluminium.*

SYNONYMES. *Alumine, terre d'alun, argile, Thonerde, Alaunerde (allein.).*

*Propriétés physiques et chimiques.* Il faut distinguer l'alumine cristallisée, naturelle, de l'alumine préparée artificiellement. La première cristallise comme l'oxyde de fer avec lequel elle est isomorphe. Elle est très-compacte, presque aussi dure que le diamant et ordinairement colorée. Elle est connue, comme pierre précieuse, sous les noms de *rubis* et de *saphir*. Sa densité est 4, 2; nombre qui rappelle la densité de la baryte. Le *corindon* est une variété d'alumine moins pure que le rubis et le saphir. L'alumine préparée dans les laboratoires, se présente sous forme de poudre blanche, insipide, inodore, douce au toucher, happant à la langue, et sans indice de cristallisation. Sa densité est 2, 0, par conséquent beaucoup moins considérable que celle de l'alumine naturelle cristallisée. L'alumine est infusible au feu des fourneaux ordinaires; cependant, à la température blanche, elle se ramasse en morceaux assez compacts pour faire feu avec le

briquet. A la flamme du chalumeau, elle fond en une masse vitreuse, transparente, presque aussi dure que le rubis dont on imite la couleur avec l'oxyde de chrome. L'alumine est complètement insoluble dans l'eau. Cependant elle forme avec l'eau des hydrates dont plusieurs existent naturellement, comme la *gypsite* et le *diaspore*. Lorsqu'on traite le chlorure d'aluminium par l'ammoniaque et qu'on dissout dans la potasse le précipité d'alumine, il se dépose de la liqueur, au bout d'un certain temps, des cristaux d'hydrate d'alumine renfermant 3 équiv. ou 34,6 pour cent d'eau ( $Al^3O^3, 3Ho$ ); c'est la gypsite artificielle. Le *diaspore* est un monohydrate d'alumine ( $Al^3O^3, HO$ ). Les hydrates d'alumine font pâte avec l'eau; l'eau s'infiltre dans l'alumine comme par une sorte d'affinité capillaire. A mesure que l'alumine perd de l'eau par suite de la calcination, elle se racornit, comme tous les oxydes de la même famille. Cette propriété a été mise à profit dans la construction du pyromètre de Wedgwood (1). L'alumine obtenue par voie de précipitation, à l'état gélatineux, renferme au moins la moitié de son poids d'eau, qu'elle ne perd jamais complètement par la calcination.

L'alumine obtenue par la voie sèche ne fait point pâte avec l'eau; elle reste seulement en suspension dans ce liquide. L'alumine calcinée ne se dissout point ou se dissout à peine dans les acides sulfurique, chlorhydrique et acétique, tandis que l'alumine gélatineuse (hydratée) se dissout facilement dans les acides, dans la potasse et dans la soude. L'alumine cristallisée (naturelle) est complètement insoluble dans les acides. L'alumine ne se combine pas avec l'acide carbonique. C'est pourquoi les carbonates alcalins précipitent les sels d'alumine à l'état d'alumine pure, avec dégagement d'acide carbonique.

L'alumine joue le rôle d'acide à l'égard des bases puissantes, comme la potasse, la soude, la baryte, la strontiane, la

---

(1) Le 0° de ce pyromètre correspond à 598° du thermomètre centigrade; et chaque degré équivalent à 72° du thermomètre centigrade.

chaux, etc. Plusieurs de ces combinaisons (*aluminates*) existent naturellement. Exemples: la *gahnite*, composée d'alumine et d'oxyde de zinc ( $\text{Al}^3\text{O}^3, \text{ZnO}$ ); le *spinelle*, composé d'alumine et de magnésie ( $\text{Al}^3\text{O}^3, \text{MgO}$ ).

L'alumine, calcinée avec l'oxyde de cobalt, donne une matière bleue.

L'alumine se combine, à une température élevée, avec le carbonate de potasse et avec le carbonate de soude. Il y a dégagement d'acide carbonique. Les composés qui ont pour formule  $\text{Al}^3\text{O}^3, \text{KO}$ , et  $\text{Al}^3\text{O}^3, \text{NaO}$ , sont solides, et présentent une cassure conchoïde; ils s'effleurissent à l'air. Ils sont solubles dans l'eau, et leur dissolution aqueuse se trouble à l'air. Ce sont des *aluminates* isomorphes avec les *ferrates* qui existent naturellement dans le fer magnétique, dans la franklinite, dans la *gahnite*, dans le *spinelle*, etc.

Les oxydes de cérium, de glucynium, d'yttrium, de zirconium, forment des composés analogues avec les carbonates alcalins fixes (*Schaffgotsch*).

*Composition.* L'oxygène étant exprimé par 100, l'équivalent de l'aluminium est 171,166, ( $\text{AlO}$ ). Mais ce protoxyde n'existe pas. Comme l'alumine est isomorphe avec le peroxyde de fer ( $\text{Fe}^3\text{O}^3$ ), l'équivalent de l'alumine doit être  $= \text{Al}^3\text{O}^3$ .

*État.* Les substances alumineuses sont très-répandues dans la nature. L'*argile*, la *terre glaise*, la *terre de pipe*, le *kaolin*, l'*alun*, sont de l'alumine impure, des combinaisons d'alumine avec de l'oxyde de fer, de la magnésie, de la potasse, de l'acide de silicique, de l'acide sulfurique, etc. Nous avons fait mention du *rubis*, du *saphir*, du *spinelle*, de la *gahnite*, de la *gypsite*, etc.

*Préparation.* On obtient l'alumine en calcinant, à la température blanche, l'alun à base d'ammoniaque (sulfate double d'alumine et d'ammoniaque). L'acide et l'ammoniaque sont éliminés et l'alumine reste pure, semblable à de la farine.

On prépare l'alumine, par la voie humide, en précipitant l'alun à base de potasse par l'ammoniaque. Le précipité est gé-



latineux, hydraté, et il n'est jamais exempt de sulfate d'ammoniaque. Il faut le laver pendant fort longtemps pour le débarrasser des dernières traces de sulfate d'ammoniaque.

*Usages.* L'alumine entre dans la composition de la faïence, de la porcelaine, des briques, de la poterie, etc. (voy. p. 218). Le saphir, le rubis (alumine cristallisée) sont employés comme pierres d'ornements.

*Chlorure d'aluminium.* Le chlorure d'aluminium, obtenu par la voie humide (en traitant l'alumine par l'acide chlorhydrique), cristallise en petites lamelles très-minces, ayant une réaction acide. Sa saveur est astringente comme celle du sulfate d'alumine. Il est déliquescent, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. Soumis à la chaleur, il se décompose en acide chlorhydrique qui se dégage et en alumine qui se dépose. Le chlorure d'aluminium *anhydre*, obtenu par la *voie sèche* (en faisant arriver un courant de chlore sec sur de l'alumine chauffée avec de la poussière de charbon) est très-stable et n'éprouve pas d'altération au feu. Mis dans l'eau, il s'y dissout avec élévation de température, et se convertit en chlorure *hydraté* qui, comme nous venons de le voir, se décompose par la chaleur. Calciné avec du potassium dans un creuset de platine, le chlorure d'aluminium *anhydre* se décompose avec une vive incandescence. Il reste au fond du creuset des taches grises d'aluminium qui prennent, par le frottement, un polimétallique.

*Formule.*  $Al^3 Cl^3$ , analogue à celle de l'alumine ( $Al^3 O^3$ ).

#### *Caractères des sels d'alumine.*

L'alumine est une base faible comme le peroxyde de fer. Aussi les sels d'alumine ont-ils une réaction acide (l'acide étant incomplètement neutralisé). Ils ont une saveur très-astringente et douceâtre. Les sels neutres se composent de 1 équiv. de base et de 3 équiv. d'acide.

1° La potasse ou la soude les précipite en blanc. Le précipité (alumine) est soluble dans un excès de potasse ou de

soude. L'ammoniaque les précipite de même ; mais un excès d'ammoniaque ne redissout pas le précipité. La glucyne présente les mêmes caractères.

2° Le carbonate d'ammoniaque y produit un précipité blanc d'alumine, insoluble dans un excès de précipitant (si c'est un sel de glucyne, le précipité est soluble dans un excès de carbonate d'ammoniaque).

3° Le sulfate de potasse ou d'ammoniaque donne, avec le sulfate d'alumine, de l'alun cristallisable en octaèdres. Le précipité ne se produit que lentement.

4° Le cyanoferrure de potassium ne précipite pas les sels d'alumine.

5° Les sels d'alumine sont tous colorés *en bleu* par la calcination avec l'oxyde de cobalt (la glucyne calcinée avec l'oxyde de cobalt ne donne point de coloration).

Dans les analyses, on précipite l'alumine par le carbonate d'ammoniaque. Le précipité est de l'alumine pure qu'un excès de précipitant sépare de la glucyne et de la magnésie, deux bases qui accompagnent souvent l'alumine. Il est bon d'aciduler préalablement la liqueur dans laquelle se forme le précipité.

#### *Sulfate d'alumine.*

Cesel a une réaction fortement acide. Sa saveur est douceâtre et très-astringente. Il est susceptible de cristalliser en petites paillettes nacrées, renfermant 6 équiv. d'eau. Il est plus soluble à chaud qu'à froid. Il se décompose complètement à la chaleur rouge en alumine qui reste et en gaz sulfureux mêlé d'oxygène qui se dégage.

*Composition.*  $Al^3 O^3 (SO^3)^3 + 6 HO = 1$  équiv. de sulfate neutre d'alumine cristallisé. Il existe dans la nature un sulfate d'alumine basique, connu sous le nom d'*aluminite*. Sa formule est  $Al^3 O^3, SO^3 + 3 HO$ .

*Préparation.* On obtient le sulfate d'alumine en traitant l'argile par l'acide sulfurique.

*Usages.* On a depuis longtemps employé le sulfate d'alumine (auquel on a voulu substituer l'acétate d'alumine) dans la conservation des substances animales (*M. Strauss-Türkheim*). Le sulfate d'alumine se convertit, par suite d'un contact prolongé avec les substances animales, en alun à base d'ammoniaque, beaucoup moins soluble que le sulfate d'alumine. Cette sorte de propagation chimique arrête probablement les progrès de la fermentation putride.

#### *De l'alun.*

Le nom d'alun est un nom générique qui comprend de nombreuses espèces. Les espèces d'alun les plus connues sont l'alun à base de potasse, l'alun à base de soude (1), l'alun à base d'ammoniaque, l'alun à oxyde de fer, l'alun à oxyde de chrome. Dans les deux dernières espèces, qui composent un groupe particulier, l'alumine ( $Al_2O_3$ ) est remplacée par l'oxyde de fer ( $Fe_2O_3$ ) ou par l'oxyde de chrome ( $Cr_2O_3$ ), l'un et l'autre étant isomorphes avec l'alumine. Tous ces aluns ont la même forme cristalline (octaèdre), et sensiblement les mêmes propriétés.

*Sulfate double d'alumine et de potasse* (alun à base de potasse).

*Propriétés physiques et chimiques.* Ce sel est l'alun le plus anciennement connu. Il cristallise en beaux octaèdres contenant 24 equiv. d'eau. Sa saveur est astringente et douceâtre. Il est beaucoup plus soluble à chaud qu'à froid. 100 parties d'eau dissolvent (à 10°) 5 parties d'alun. À 100°, 100 p. d'eau en dissolvent 103 p. Exposé à la chaleur, il se boursoufle et perd son eau de cristallisation. Ainsi calciné, il exige beaucoup plus d'eau pour se dissoudre. L'alun calciné se décompose partiellement, dans l'eau, en alumine qui se précipite et

---

(1) Cette espèce d'alun est la plus soluble de toutes; elle cristallise en octaèdres comme les autres espèces.

en sulfate de potasse qui reste en dissolution. Chauffé avec du charbon, l'alun se transforme en *tétrasulfure* de potassium (*pyrophore de Homberg*) en alumine, et en acide carbonique mêlé d'oxyde de carbone, qui se dégage. Voici la formule de cette réaction :



*Composition.*  $\text{KO}, \text{SO}^3 + \text{Al}^3\text{O}^3 (\text{SO}^3)^3 + 24\text{HO} = 1$  éq. d'alun à base de potasse, cristallisé. Dans la constitution de ce sel,  $\text{KO}, \text{SO}^3$  peut être considéré comme jouant le rôle de base vis-à-vis  $\text{Al}^3\text{O}^3 (\text{SO}^3)^3$  jouant le rôle d'acide. Le sulfate de potasse peut être remplacé par le sulfate d'ammoniaque ou par le sulfate de soude.

*État.* L'alun existe dans la nature, sous le nom d'*alunite* (alaunstein), particulièrement près de Tolfa, à Civita-Vecchia, aux environs des volcans, etc.

*Préparation.* On prépare l'alun en calcinant l'alunite et en traitant le résidu de la calcination par l'eau bouillante. L'excédant d'alumine se dépose, et les eaux-mères qui surnagent laissent déposer, par le refroidissement, l'alun sous forme de cristaux cubiques. C'est ainsi qu'on obtient l'*alun de Rome*.

En Allemagne on fabrique l'alun avec le *schiste alumineux*. A cet effet on calcine le minerai, puis on le laisse s'effleurir à l'air, et enfin on le traite par l'eau. Le sulfure de fer contenu dans le schiste alumineux se convertit en sulfate de fer et en acide sulfurique libre qui dissout l'alumine du minerai. On obtient ainsi une liqueur contenant du sulfate d'alumine et du sulfate de fer. Après avoir convenablement concentré cette liqueur, on la traite par le sulfate de potasse pour obtenir l'alun à base de potasse, qui se dépose. Il est impossible de débarrasser cet alun des dernières traces d'oxyde de fer qu'il renferme.

*Sulfate double d'alumine et d'ammoniaque* (alun à base d'ammoniaque).

Il cristallise en octaèdres comme le précédent, avec lequel il a la plus grande analogie. Il est complètement décomposé à une température élevée, et donne pour résidu de l'alumine pure. L'alun à base d'ammoniaque se rencontre naturellement près de Tschermig (Bohême).

*Composition.*  $\text{NH}_4\text{O}, \text{SO}_3 + \text{Al}_2\text{O}_3 (\text{SO}_3)_3 + 24\text{HO} = 1$  équiv. de sel cristallisé.

*Sulfate double d'alumine et de soude* (alun à base de soude).

Il cristallise comme les deux espèces précédentes. Il se dissout dans 3 parties d'eau, à une température élevée, comme l'alun à base de potasse.

La soude, la potasse et l'ammoniaque peuvent se remplacer partiellement, sans changer la forme cristalline de l'alun, de manière que l'alun peut être à la fois un sulfate d'alumine, de potasse, de soude et d'ammoniaque.

L'alun (exempt d'oxyde de fer) est employé dans la teinture comme mordant. On s'en sert en médecine comme astringent.

GLUCYNIUM.

*ÉTYMOLOGIE.* Du grec γλυκύς, *doux*, parce que les sels de glucyne ont une saveur sucrée. D'après l'étymologie du mot, on devrait orthographier *glycine*.

*SYNONYME.* *Glucyum, Beryllium.*

Le glucynium a l'aspect d'une poudre grise. Il est infusible. Il ne décompose pas l'eau. Il brûle avec un très-vif éclat à l'air ou dans l'oxygène, et se transforme en oxyde blanc (*glucyne*).

*Préparation.* On obtient le glucynium en réduisant le chlorure de glucynium par le potassium.

*Oxyde de glucynium.*

SYNONYMES. *Glucyne, Béryl, terre de glucyne, Süsserde* (terre douce).

C'est une poudre blanche, sans saveur, infusible dans nos fourneaux, fusible au chalumeau, d'une densité égale à 2,9. La glucyne ne retient pas l'eau avec autant de force que l'alumine, avec laquelle elle a, du reste, de l'analogie. Elle est insoluble dans l'eau. A l'état de précipité gélatineux, elle est beaucoup plus soluble dans les acides qu'à l'état sec. La glucyne est soluble dans la potasse et dans la soude. Elle est insoluble dans l'ammoniaque caustique et très-soluble, au contraire, dans le carbonate d'ammoniaque.

*État.* La glucyne a été découverte, en 1798, par Vauquelin, dans l'émeraude et dans le beryl.

L'oxyde de glucynium, qui se combine avec les acides, est un *sesquioxyle*, isomorphe avec l'alumine.

*Composition.*  $\text{Be}^2\text{O}^3$ , analogue à  $\text{Al}^2\text{O}^3$ .

*Sulfate de glucyne.* Il a une saveur sucrée, astringente. Il est très-soluble dans l'eau, et attire légèrement l'humidité de l'air. Il a une réaction acide.

*Azotate.* Il a également une saveur sucrée astringente. Il est très-soluble dans l'eau.

*Caractères des sels de glucyne.*

Tous les sels de glucyne ont une saveur sucrée, et un arrière-goût légèrement astringent.

1° La potasse les précipite en blanc, et le précipité est soluble dans un excès de potasse; ce qui distingue la glucyne de la magnésie qui est insoluble dans un excès de potasse.

2° Le carbonate d'ammoniaque les précipite en blanc. Le précipité de glucyne est soluble dans un excès de carbonate d'ammoniaque, ce qui distingue la glucyne de l'alumine.

3° La glucyne ou l'azotate de glucyne calciné avec l'oxyde de cobalt, ne donne point de matière colorée.

#### YTTRIUM.

ÉTYMOLOGIE. Ce nom vient de *Ytterby* (en Suède).

L'yttrium se présente sous forme de poudre grise, prenant un aspect métallique sous le brunissoir. Il ne décompose l'eau qu'entre 100° et 200°. Chauffé à l'air ou dans l'oxygène, il brûle avec un vif éclat et se transforme en oxyde d'yttrium (*yttria*).

*Préparation.* L'yttrium s'obtient en faisant arriver des vapeurs de potassium sur la terre d'yttria; les taches grisâtres qui se produisent, contiennent de l'yttrium. On l'obtient en plus grande quantité et sous forme d'écailles noires d'un éclat métallique, lorsqu'on réduit le chlorure d'yttrium par le potassium.

#### *Oxyde d'yttrium.*

SYNONYMES. *Ytria*, terre d'*yttria*, *gadolinite*.

L'oxyde d'yttrium est blanc, pulvérulent, insipide, inodore et d'une densité égale à 4, 8. Il jaunit à une température élevée, et se racornit comme l'alumine. L'yttria est infusible et sans action sur les couleurs végétales. L'yttria à l'état de précipité récent attire fortement les molécules organiques suspendues dans l'air. L'yttria est probablement un sesquioxyde  $Y^3 O^3$ ; car elle est isomorphe avec l'oxyde de fer ( $Fe^3 O^3$ ).

*État.* L'yttria se rencontre à Fahlun et à Ytterby en Suède, dans une terre particulière, découverte en 1791 par Gadolin, et appelée depuis *gadolinite*, *yttrite*, terre d'*Ytria* (Yttererde).

*Sulfate d'yttria.* Il cristallise en petits prismes transparents, de couleur améthyste. Il est efflorescent à 40°, et devient d'un blanc de lait. Il est soluble dans 30 à 40 parties d'eau.

*Azotate.* Il a une réaction acide, et il est très-soluble dans l'eau.

*Caractères des sels d'yttria.*

Ces sels ont une saveur sucrée et légèrement astringente. La couleur rose de ces sels tient à la présence du manganèse et du cérium (1).

1° La potasse et la soude les précipitent en blanc, et un excès de précipitant ne redissout pas le précipité.

2° Le carbonate d'ammoniaque les précipite en blanc; mais un excès redissout le précipité.

3° Le cyanoferrure jaune de potassium y produit également un précipité blanc.

THORIUM.

SYNONYME. *Thorinium.*

*Propriétés physiques.* Le thorium est gris, pulvérulent et acquiert, par le frottement, un éclat métallique semblable à celui du plomb. Il brûle au-dessus de la température rouge, avec une lumière très-vive, et se convertit en oxyde de thorium (*thorine*).

*Propriétés chimiques.* Le thorium produit avec du soufre (par la voie sèche) un sulfure jaune. L'acide chlorhydrique dissout le thorium avec dégagement d'hydrogène. Il se produit un chlorure de thorium.

*État.* Le thorium existe (combiné avec l'oxygène) dans la *thorine*, dont il a été, pour la première fois, extrait, en 1828, par M. Berzélius.

*Préparation.* Lorsqu'on traite à chaud, par le potassium, le chlorure de thorium pur, il se produit du chlorure de potassium soluble, et le thorium se précipite sous forme de poudre grise.

---

(1) *Annal. de Poggend.* Vol. xlv, pag. 332.



*Oxyde de thorium.*

SYN. *Oxyde de thorinium*, *thoriné*, *terre de thorium*, *Thorerde* (allemand.).

*Propriétés physiques.* La thorine est une substance blanche, pulvérulente, insipide et inodore. C'est la terre la plus pesante ; c'est elle qui aurait dû recevoir le nom de *baryte*, (du grec βαρύς, pesant) ; car, sa densité est 9,4. La thorine est infusible.

*Propriétés chimiques.* La thorine calcinée et anhydre n'est pas attaquée par les acides. À l'état d'hydrate, elle se dissout dans les acides et même dans les carbonates alcalins. Ces dissolutions se troublent par l'ébullition.

En se combinant avec l'acide sulfurique, la thorine donne un sulfate de thorine plus soluble à froid qu'à chaud. Ce caractère rapproche la thorine de la chaux.

Le cyanoferrure de potassium et l'acide oxalique précipitent les sels de thorine en blanc. Les sulfures solubles les précipitent en jaune (sulfure de thorium).

*État.* La thorine existe dans la thorite, minéral très-rare qui se rencontre près de Brevig en Norvège. Elle existe encore dans le pyrochlore de l'Oural (Woehler).

*Préparation.* On prépare la thorine en traitant la thorite par l'acide chlorhydrique, et en précipitant la dissolution par un alcali.

## ZIRCONIUM.

*Propriétés physiques.* Le zirconium est noir, pulvérulent. Il prend, sous le brunissoir, l'état métallique du fer. Sa densité n'a pas été exactement déterminée.

*Propriétés chimiques.* Le zirconium s'enflamme à la chaleur rouge, et se transforme à l'air en oxyde blanc (*zircon*). Le zirconium est pyrophorique comme le fer très-divisé. Il est à peine attaqué par l'acide chlorhydrique, par l'acide sul-

furique et par l'eau régale. Mais l'acide fluorhydrique dissout le zirconium, même à froid, en donnant naissance à du fluorure de zirconium et à de l'hydrogène qui se dégage.

*Préparation.* On obtient le zirconium en traitant, par le potassium, le fluorure double de potassium et de zirconium sec. L'eau dissout le fluorure de potassium et laisse le zirconium intact.

### *Zircone.*

*Syn. Oxyde de zirconium, terre de zircone, terre zirconienn.*

*Propriétés physiques.* La zircone a l'aspect d'une poudre blanche, rude au toucher. Elle est insipide et inodore. Sa densité est égale à 4,3. Elle n'est qu'incomplètement fusible au feu des hauts fourneaux. Au chalumeau, elle fond en un émail blanc.

*Propriétés chimiques.* La zircone forme avec l'eau un hydrate contenant 12,89 pour cent d'eau. Cet hydrate se combine avec l'acide chlorhydrique, pour former du chlorure de zirconium soluble. L'acide fluorhydrique produit, avec la zircone hydratée, du fluorure de zirconium. Ces deux composés ont une saveur astringente; l'acide y est incomplètement neutralisé. L'acide gallique les précipite en jaune. La potasse les précipite en blanc; le précipité n'est pas redissous par un excès de potasse. Le carbonate d'ammoniaque les précipite également en blanc; le précipité (*zircone hydratée*) est soluble dans un excès de précipitant. Les sulfures solubles y produisent un précipité blanc de zircone hydratée, avec dégagement d'acide sulfhydrique (le sulfure de zirconium n'existant pas). L'oxalate d'ammoniaque ne les précipite pas.

*État.* La zircone existe en abondance dans le *zircon*, pierre de couleur variable, que l'on rencontre dans le sable de quelques rivières de Ceylan. On trouve la zircone (en petite quantité) dans la gangue de beaucoup de minéraux.

*Préparation.* On chauffe, dans un creuset de platine, du

zircon pulvérisé, avec deux parties de potasse caustique. Il se produit un composé non déterminé de silice, de zircone, d'oxyde de fer et de potasse. On traite ce composé par de l'acide chlorhydrique qui produit des chlorures de zirconium, de fer et de potassium solubles; la silice reste insoluble. On sépare le chlorure de potassium, par voie de cristallisation. Les chlorures de fer et de zirconium sont traités par du carbonate d'ammoniaque, dont un excès redissout la zircone et laisse le carbonate de fer intact.

*Composition.*  $Zr^2O^3$ , analogue à  $Al^2O^3$ .

### CÉRIUM.

**ÉTYMOLOGIE.** Le nom de cérium vient de *cérite*, minéral dont on extrait le cérium.

*Depuis la découverte du lanthane, toute l'histoire du cérium est à refaire.*

*Propriétés physiques.* Le cérium n'a point été jusqu'ici décrit à l'état de pureté. Il se présente sous forme de poudre dont la couleur varie depuis le rouge jusqu'au brun foncé. Il acquiert par le frottement un léger éclat grisâtre.

*Propriétés chimiques.* Chauffé au contact de l'air, il se change en oxyde. Il décompose l'eau, à la température ordinaire. La plupart des acides l'attaquent et le dissolvent, avec dégagement d'hydrogène. Il brûle avec flamme dans la vapeur de soufre et dans le chlore gazeux.

*État.* Les principaux minéraux cérifères sont :

1° La *cérite*. Ce minéral est sans apparence cristalline; sa couleur varie du rouge de carmin au brun rougeâtre. On le rencontre en Suède (à Ryddarhytta) et ailleurs. C'est un silicate de protoxyde de cérium et d'oxyde de lanthane, mêlé de chaux carbonatée, de galène, de cuivre et de fer pyriteux;

2° La *gadolinite* (cérine, allanite, orthite).

Il y a différentes espèces de gadolinites : la *gadolinite de*

*Brobbo*, compacte, d'un noir de velours ; la *cérine de Bost-naës*, ayant l'aspect de l'amphibole ; l'*allanite* de Gicseke, en Groënland, et l'*orthite* de Finbo, mêlée de charbon. Ce sont des silicates multiples à base d'oxyde de cérium, d'yttria, de chaux, d'alumine, de fer et de manganèse.

*Préparation.* Le meilleur procédé pour préparer le cérium consiste à réduire le chlorure de cérium au moyen du potassium.

*Historique.* Le cérium fut découvert en 1803, presque en même temps, par Klaproth, Hisinger et Berzélius.

Nous nous abstiendrons de donner l'histoire du *protoxyde*, du *peroxyde* et des *sels de cérium*, car tous ces composés renferment du *lanthane*. Leur étude est donc à refaire.

#### LANTHANE.

ÉTYMOLOGIE. Ce nom dérive du grec *λανθάνω*, *je suis caché*, pour faire allusion à la combinaison intime du lanthane avec le cérium dans la *cérîte*.

Le lanthane est un métal qui a été découvert récemment dans la *cérîte*, par Mosander. On ne possède sur ce métal que des notions encore fort imparfaites. L'oxyde de cérium, préparé par les procédés ordinaires, contient à peu près  $\frac{2}{3}$  d'oxyde de lanthane, dont la présence altère à peine les propriétés du cérium (Mosander). Pour obtenir le lanthane, on calcine fortement l'azotate d'oxyde de cérium lanthanifère. Par suite de la calcination, l'oxyde de cérium devient insoluble dans les acides étendus, tandis que l'oxyde de lanthane, qui est une base très-forte, se dissout dans ces mêmes acides. En traitant par l'acide azotique étendu de 100 parties d'eau le résidu de la calcination de l'azotate de cérium, on obtient une dissolution d'oxyde de lanthane, l'oxyde de cérium restant insoluble.

L'oxyde de lanthane se présente sous la forme d'une pou-

---

(1) Bolley (*Annal. der Pharmacie*, 1840).

dre rouge brique. Dans l'eau bouillante il se convertit en un hydrate blanc, qui bleuit le papier de tournesol rougi par un acide.

Les sels de lanthane sont colorés en rose et doués d'une saveur acerbe, astringente. Ils ne sont précipités par le sulfate de potasse qu'autant qu'ils contiennent du cérium.

L'oxyde de lanthane est irréductible par les moyens ordinaires. Pour obtenir le lanthane, il faut d'abord convertir l'oxyde en chlorure, et traiter ensuite celui-ci au moyen du potassium. On obtient alors le lanthane sous la forme d'une poudre grise d'un éclat métallique, qui décompose l'eau à chaud en se transformant en oxyde de lanthane blanc hydraté.

L'équivalent du lanthane n'a pas été exactement évalué.

*État.* Le lanthane existe dans la *cérite* et dans la *tschewkinite*, minéral (silicate de cérium et de lanthane) récemment découvert par G. Rose.

## HUITIÈME FAMILLE.

FERRACÉS (*Ferracea*).

Cette famille comprend le *fer*, le *manganèse*, le *chrome*, le *cobalt*, le *nickel*, le *zinc*, le *cadmium* et le *cuivre*. Ces métaux, bien qu'ils aient des propriétés physiques différentes, présentent de grandes analogies quant à leurs propriétés chimiques.

1° Les protoxydes de fer, de manganèse, de cobalt, de nickel, les oxydes de zinc, de cadmium et de cuivre, sont tous isomorphes et susceptibles de se substituer les uns aux autres, équivalent pour équivalent, sans changer le type ni la forme du composé. Les oxydes  $\text{FeO}$ ,  $\text{MnO}$ ,  $\text{CoO}$ ,  $\text{NiO}$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{CdO}$ ,  $\text{CuO}$  sont des bases neutralisant bien les acides.

2° Les peroxydes de fer, de cobalt, de nickel et l'oxyde de chrome ont tous une composition analogue; ce sont des oxydes  $\frac{1}{2}$  ou des *sesquioxides*.  $\text{Fe}^3\text{O}^3$ ,  $\text{Co}^3\text{O}^3$ ,  $\text{Ni}^3\text{O}^3$ ,  $\text{Cr}^3\text{O}^3$ . Ils peuvent se combiner en proportions déterminées avec leurs protoxydes respectifs, et donner naissance à des oxydes intermédiaires qui jouissent de la propriété magnétique. Ces oxydes intermédiaires sont des oxydes  $\frac{1}{4}$  ou des composés de 1 équiv. de protoxyde et de 2 équiv. de peroxyde.

3° Les peroxydes de fer, de cobalt, de nickel et l'oxyde de chrome forment avec les sulfates alcalins des *aluns* isomorphes avec l'alun ordinaire.

4° Les *ferracés*, étant isomorphes entre eux, s'accompagnent réciproquement dans presque tous les minerais; il est souvent assez difficile de les séparer les uns des autres. Ils ont tous une certaine affinité pour le carbone. La préparation d'un *ferracé* chimiquement pur est généralement impossible.

5° Les sulfates au minimum de fer, de manganèse, de nickel, de cobalt, les sulfates de zinc, de cadmium et de cuivre sont tous isomorphes entre eux. Soumis à l'action de la chaleur, ils se décomposent tous de la même manière. Ils dégagent d'abord de l'acide sulfurique hydraté, puis de l'acide sulfurique anhydre, enfin de l'acide sulfureux et de l'oxygène; on a pour résidu un peroxyde anhydre.

6° Le fer aérolithique contient du chrome, du cobalt, du nickel et du cuivre.

## FER.

ÉTymOLOGIE. Fer dérive du latin *Ferrum*, de *ferre*, porter, par allusion à la ténacité de ce métal.

Le fer est le plus précieux de tous les métaux. C'est, sans contredit, le plus puissant auxiliaire de la civilisation industrielle des peuples.

*Propriétés physiques.* Le fer présente différents degrés de pureté, circonstance qui fait varier les propriétés du métal. On distingue particulièrement trois de ces degrés : 1° le fer pur ; 2° le fer à l'état d'acier ; 3° le fer à l'état de fonte.

Le fer pur est d'un gris bleuâtre, et lorsqu'il a été poli, il a l'éclat de l'argent. Il est flexible et privé de toute élasticité. On peut, comme le plomb, le rayer avec l'ongle. Ce fer ne se rencontre jamais dans le commerce ; il n'y a pas longtemps qu'on est parvenu à le préparer en chauffant, au feu le plus fort, un mélange de limaille de fer avec un quart de son poids d'oxyde de fer, dans un creuset de Hesse, fermé par un couvercle de verre exempt d'oxydes métalliques. Sa cassure est écailleuse, et il a une saveur et une odeur faibles mais distinctes.

Le fer le plus pur du commerce contient au moins de 1 à 4 millièmes de carbone, et ce carbone, loin d'être nuisible aux qualités qu'on recherche dans le fer, est, au contraire, fort utile, pourvu toutefois qu'il ne dépasse pas certaines proportions. Le maximum de la densité du fer est 7,788. Sa texture varie suivant les circonstances. Lorsque le fer n'a pas été forgé, sa texture est *grenue* ; mais il prend, sous le marteau, une texture *fibreuse et crochue*. C'est le fer à texture fibreuse qu'on recherche le plus à cause de ses nombreux usages. Ce même fer, exposé à de forts courants d'air ou à l'action de vibrations prolongées et souvent répétées, reprend la structure *grenue* et redevient cassant. C'est pourquoi les bandes des roues de voitures, et surtout des

voitures d'artillerie, se cassent facilement, bien qu'elles aient été faites avec du fer de bonne qualité. Le changement s'opère du reste plus ou moins rapidement. La température rouge sombre produit le même effet que l'action des vibrations prolongées, et on peut ainsi rendre cassant le fer le plus malléable, comme le prouvent les expériences de M. Gay-Lussac. Cependant, ce même fer grenu et cassant redevient, sous le marteau, fibreux et malléable (1).

Le fer a une dureté supérieure à celle des autres métaux. Son élasticité est extrême. C'est le métal le plus tenace : un fil de 2 millimètres de diamètre exige un poids de 250 kilogram. pour se rompre. Une faible solution de continuité ou une substance étrangère dans l'intérieur de la masse, suffit pour en déterminer la cassure. C'est d'après le degré de ténacité qu'on évalue la bonté du fer. Le fer est, en outre, extrêmement ductile ; on peut le réduire en fils aussi minces que des cheveux (perruques de fils de fer). Il se laisse également réduire, au laminoir, en feuilles assez minces. Ainsi donc, le fer réunit et possède à un haut degré toutes les qualités qu'on recherche dans un métal : la dureté, l'élasticité, la ténacité, la ductilité et la malléabilité.

Le fer est un des métaux les plus difficiles à fondre. Il n'est fusible que dans des fours très-profonds (hauts fourneaux) alimentés par de forts soufflets. Cependant il se ramollit à une forte chaleur rouge, et il se laisse alors pétrir sous le marteau et se souder sur lui-même. Le fer est tout à fait fixe. Il se dilate un peu moins que les autres métaux. De 0° à 100°, la dilatation linéaire est  $\frac{1}{815}$ .

Le fer jouit, au plus haut degré, de la propriété d'être attiré par l'aimant, et il peut lui-même acquérir la propriété de l'aimant. Il perd cette propriété à la chaleur blanche (Barlow). Woehler est parvenu à faire cristalliser le fer en cubes

(1) Les anciens paraissent déjà avoir connu ces différences du fer, car Pline (*Histor. natur.*, lib. xxxiv) dit : *Differentia ferri numerosa. Alia molle, alia fragile et acrius, rotarum usibus maximè fugiendum.*



ou en octaèdres , en le maintenant plusieurs jours à une chaleur élevée.

*Acier* ( du latin *acies* , tranchant ). C'est du fer contenant de 5 à 7 millièmes de carbone et des traces de silicium. En général, l'acier est plus blanc que le fer. Sa cassure est finement granuleuse, et il est susceptible de prendre un très-beau poli. Chauffé au rouge et refroidi lentement, il est moins dur que le fer. Rougi et refroidi ensuite par une immersion brusque dans l'eau , il devient plus dur, plus élastique et plus cassant que le fer; ce refroidissement brusque s'appelle la *trempe de l'acier*. Tout autre corps froid, tel que l'huile, le mercure, la pâte de farine, etc., peut, jusqu'à un certain point, remplacer l'eau. Si, après avoir trempé l'acier, on le fait recuire, il devient encore plus élastique et plus sonore. L'acier non trempé est un peu moins dilatable que le fer, et l'acier trempé l'est, au contraire, un peu plus. Quand on expose l'acier trempé à une température élevée, il devient plus mou en même temps qu'il se colore, à sa surface, successivement en jaune paille, en pourpre, en violet, en bleu foncé et enfin en bleu clair. Ces colorations sont, en quelque sorte, les indices de la dureté de l'acier : le jaune paille indique que l'acier est encore très-dur, tandis que le bleu clair annonce le *minimum* de dureté. Dans ce dernier état, on l'emploie particulièrement pour la fabrication des ressorts de montre, etc. Il est à remarquer qu'on peut, au moyen d'un disque de fer doux ou de cuivre, tournant rapidement sur son axe, couper, en quelques instants, l'acier le plus dur, les meilleurs ressorts et les meilleures lames de couteau.

Il y a autant d'espèces d'acier qu'il y a de méthodes pour le préparer. Lorsqu'on expose pendant plusieurs jours, à l'action de la chaleur rouge, des barres de fer recouvertes de poussière de charbon, on obtient ce qu'on appelle l'*acier de cémentation* (*Brennstahl*). Cet acier est très-peu homogène et le plus souvent de mauvaise qualité. En le faisant fondre de nouveau, à différentes reprises, l'acier de cémentation devient beaucoup plus homogène et de meilleure qualité. C'est

ainsi qu'on obtient l'acier connu sous le nom d'*acier anglais*. L'*acier naturel* ou *cru* (*Rohstahl*) ne s'obtient qu'avec certains minerais, par exemple, avec les *fers spathiques*.

On améliore l'acier de mauvaise qualité en l'alliant avec des proportions très-petites (environ  $\frac{1}{400}$ ) de métaux étrangers, tels que l'argent et le platine. Le célèbre acier d'Inde (*Wootz-stahl*) doit sa qualité à la présence d'une certaine quantité d'aluminium et de silicium.

Lorsqu'on mouille, avec des acides affaiblis, les lames de certaines espèces d'acier (notamment le *Wootz* de l'Inde), après les avoir travaillées au marteau, on remarque à leur surface des ramifications veineuses diversement entrelacées, de couleur tantôt plus claire, tantôt plus foncée que l'acier lui-même. C'est là une véritable surface cristalline mise à découvert par l'action de l'acide qui enlève la première couche, confusément cristallisée sous l'influence d'un refroidissement trop brusque (voy. *Étain*).

*Fonte (fer cru, Roheisen)*. La fonte contient une quantité de carbone plus considérable que l'acier. Elle peut, en outre, contenir des traces de silicium, de phosphore, de magnésium, d'aluminium et de calcium; on l'obtient en faisant fondre les minerais de fer dans les hauts fourneaux. La fonte est très-cassante; conséquemment elle n'est ni ductile ni malléable. On en distingue particulièrement deux variétés: 1° la fonte *blanche*, et 2° la fonte *grise*. Les variétés de la fonte dépendent, en grande partie, des proportions de charbon et de fondant que l'on calcine avec le minerai. On obtient généralement la meilleure fonte *grise* en employant des proportions exactement convenables de charbon et de minerai. Si le charbon est en excès par rapport au minerai, la fonte devient ce qu'on appelle en termes de mineurs allemands *übergaaß* (trop faite): elle contient une quantité notable de graphite. Si, au contraire, le minerai est en excès par rapport au charbon, on aura la fonte *blanche*. D'après Mushet, la fonte blanche contient  $\frac{1}{15}$  de carbone et la fonte grise  $\frac{1}{13}$ . Celle-ci est donc plus riche en

carbone que la première. Suivant quelques chimistes, la fonte blanche doit sa couleur à la présence d'une certaine quantité de manganèse que ne renferme point la fonte grise. Il est probable que la fonte devient plus ou moins blanche, suivant que le carbone est plus ou moins intimement combiné avec le fer. Car, en soumettant la fonte grise à une nouvelle fusion et en la refroidissant brusquement, on la transforme en fonte blanche. — La fonte est fusible comme l'acier; elle se dilate en se solidifiant (1). La fonte est plus dilatable que le fer. Selon Rinmann, elle se dilate de  $\frac{1}{400}$  depuis la température ordinaire jusqu'à la chaleur rouge.

*Propriétés chimiques.* Le fer ne s'altère pas sensiblement, dans l'air sec, à la température ordinaire. Il est complètement inoxydable dans l'air privé d'acide carbonique; peu importe que cet air soit sec ou humide. En élevant un peu la température, le fer se recouvre, au contact de l'air, d'une mince pellicule d'oxyde, qui présente des couleurs variées selon la température. À la chaleur rouge, il se recouvre d'écailles d'oxyde noir, désigné sous le nom d'*oxyde des battitures*. Ces battitures se convertissent en peroxyde par l'action de la chaleur. Le fer obtenu à l'état pulvérulent en réduisant un oxyde, entre 300 à 400°, au moyen d'un courant d'hydrogène, est *pyrophorique* : il s'enflamme spontanément quand on le répand dans l'air. Si la température à laquelle on réduit l'oxyde de fer par l'hydrogène est trop élevée, le fer qu'on obtient n'est plus pyrophorique (Magnus). Un fil de fer, présentant un point en ignition, brûle dans l'oxygène en lançant des étincelles du plus vif éclat; les petits globules qui tombent au fond du vase et qui pénètrent, à cause de la grande élévation de température, jusque dans la substance même du verre, sont composés d'un oxyde semblable à l'oxyde magnétique. Le fer pur ne s'altère pas dans l'eau distillée. Le fer du commerce s'oxyde lentement dans l'eau ordinaire, et surtout dans

(1) La fonte a, sous ce rapport, de l'analogie avec l'eau, qui se dilate de  $\frac{1}{10}$  environ, en passant à l'état de glace.

l'eau privée d'acide carbonique. L'oxydation s'accélère à mesure que la température s'élève. Il y a dégagement d'hydrogène et formation d'oxyde noir (*oxyde magnétique*). On peut préserver les chaudières de fer de l'action oxydante de l'eau, en y plongeant des morceaux de zinc ; c'est alors le zinc qui décompose l'eau.

*Action des acides.* L'acide sulfurique concentré n'agit point à froid sur le fer ; à chaud, il l'attaque avec dégagement d'acide sulfureux. L'acide sulfurique étendu dissout le fer à froid ; il y a dégagement d'hydrogène provenant de la décomposition de l'eau, et formation de sulfate de protoxyde de fer. L'acide azotique pur et très-concentré n'attaque point le fer ; du reste, il se comporte de la même manière avec beaucoup d'autres métaux. Si l'acide est étendu d'eau, l'action est très-vive et le résultat en est assez compliqué. En effet, non-seulement l'eau, mais encore l'acide se décomposent : il y a dégagement de protoxyde d'azote, d'azote et de vapeurs nitreuses ; il se produit du peroxyde de fer mêlé d'azotate de protoxyde de fer, et une certaine quantité d'azotate d'ammoniaque. Les acides chlorhydrique, bromhydrique et iodhydrique dissolvent rapidement le fer et le changent, avec dégagement d'hydrogène, en protochlorure, protobromure et proto-iodure.

L'acier, la fonte, et en général toutes les combinaisons de fer et de carbone, sont moins facilement attaqués par les acides que le fer pur, surtout lorsque ces combinaisons ont été trempées. L'acide azotique les attaque en donnant naissance à un azotate et à une poudre rougeâtre qui paraît être identique avec l'*azulmine* ou l'*acide azulmique*. Cette poudre est formée en partie aux dépens du carbone de l'acier ou de la fonte ; elle contient une certaine quantité d'azote. Traités par les acides sulfurique et chlorhydrique, les carbures de fer donnent naissance à de l'hydrogène mêlé d'un carbure d'hydrogène odorant et presque toujours arsénifère. Le brôme et l'iode aqueux dissolvent l'acier sans dégagement de gaz, et l'on obtient pour résidu du carbone pur. L'eau régale dissout facilement le

fer et le transforme en perchlorure, avec dégagement de vapeurs nitreuses. Le *carbone* se combine en proportions indéfinies avec le fer comme, en général, avec les métaux de la famille des *ferracés*. L'*azote* ne se combine avec aucun métal; cependant, lorsqu'on fait passer un courant de gaz ammoniac sur du fer chauffé au rouge, celui-ci décompose l'ammoniaque et retient une certaine quantité d'azote. Lorsqu'on fait passer, pendant longtemps, un courant d'ammoniaque sur des fils de clavecin, le fer devient gris; 100 p. de fer absorbent jusqu'à 11 p. d'azote. Ce même fer, traité par l'acide sulfurique, laisse dégager l'azote, avec formation de sulfate de fer et d'un peu de sulfate d'ammoniaque (Despretz). Le *soufre* se combine directement avec le fer, à chaud; le sulfure, et particulièrement le protosulfure, sont très-stables; aussi peut-on employer le fer pour désulfurer les métaux, de même qu'on l'emploie pour les désoxyder. Le *chlore* dissout le fer sans aucun dégagement de gaz. Le *phosphore* et l'*arsenic* le rendent cassant. Il en est de même du bore, du silicium et de l'aluminium, substances qui, ainsi que le phosphore, se rencontrent quelquefois dans la fonte.

Le fer s'allie avec presque tous les métaux. Ceux avec lesquels il ne s'allie pas en proportions considérables sont l'argent, le plomb, le cuivre, le mercure.

*État.* Le fer se rencontre à l'état natif, mais plus souvent à l'état minéralisé. C'est, de tous les métaux, le plus universellement répandu dans la nature. Le fer existe dans les trois règnes. 1° *Dans le règne animal* : tous les animaux à sang rouge contiennent du fer; il y existe dans le caillot du sang : on ignore dans quel état. La masse totale du sang d'un homme adulte de taille ordinaire, peut contenir environ 2 grammes de fer métallique. 2° *Dans le règne végétal* : les cendres de presque tous les végétaux contiennent du fer. La quantité de ce métal varie suivant la nature du terrain où croissent ces végétaux. 3° *Dans le règne minéral* : c'est dans ce règne que le fer est, pour ainsi dire, répandu avec profusion. C'est

de ce règne que le fer passe successivement dans le règne végétal, et de là dans le règne animal, par suite des fonctions vitales de l'absorption et de la nutrition. Le fer ne se rencontre à l'état natif qu'accidentellement et dans des masses isolées qui sont, en quelque sorte, étrangères au sol où ces masses existent (*aérolithes*). On a trouvé en Amérique (Mexique) une masse de fer aérolithique de 15,000 kilog. environ. Pallas a découvert une masse de même nature sur une montagne de la Sibérie. On trouve de ces aérolithes en France, dans le département de l'Aube. Le capitaine Barrow a trouvé du fer météorique en Afrique, à 200 milles du cap de Bonne-Espérance. Il est tombé, en 1757, près de Vienne, une masse de fer aérolithique assez considérable. Enfin, il ne se passe pas d'année sans qu'il en tombe quelque part. Ce fer aérolithique contient ordinairement  $\frac{2}{100}$  de nickel, et quelquefois des traces de chrome et de cobalt. M. Stromeyer prétend y avoir trouvé du molybdène et du cuivre. Mais, comment ces masses de fer peuvent-elles se former dans l'atmosphère? (Voy. pag. 409.) On n'a aucune idée de la température à laquelle le fer pourrait se réduire en vapeurs. — Le fer existe dans tous les terrains. Les principaux minerais de fer sont :

1° *Peroxyde anhydre*. Il existe dans tous les terrains. On en distingue quatre variétés : le *fer oligiste*, le *fer micacé*, l'*hématite* et l'*oxyde compacte*.

Le *fer oligiste* est d'un noir éclatant et souvent irisé; sa poussière est rouge. Il est légèrement magnétique. On en trouve un gisement considérable à l'île d'Elbe (1).

Le *fer micacé* cristallise en tables hexagonales. Sa poussière est d'un rouge vif. On en trouve à Cherbourg, à La Roche-Bernard (Loire-Inférieure) et dans le département de la Moselle.

L'*hématite* est en masses mamelonnées, fibreuses, d'un

---

(1) Les mines de fer de l'île d'Elbe (*Ilva*) étaient déjà bien connues des anciens. *Ferri metalla ubique reperiuntur, quippe insula etiam Italice Ilva gigante*. (Pline, *Hist. natur.*, lib. xxxiv).

rouge sombre. La couleur rouge-brun foncé indique la présence de l'oxyde de manganèse.

L'*oxyde compacte* (granuleux ou terreux) est sans éclat, en grains arrondis, à cassure grenue ou terreuse. Sa poussière est rouge. Le peroxyde (anhydre) n'est guère attaquable par les acides.

2° *Peroxyde hydraté* (fer hydraté). Ce minerai est encore plus abondamment répandu que le peroxyde anhydre. Il se distingue de celui-ci en ce que sa poussière est d'un jaune ocreux. Soumis à l'action de la chaleur, il perd de l'eau et devient rouge. On le rencontre rarement cristallisé. Il existe principalement à l'état *compacte* ou *terreux*. Il est facilement attaqué par les acides. Le peroxyde de fer hydraté est, de tous les minerais, celui qu'on exploite le plus communément. Il existe stratifié avec des argiles et avec des bancs de pierre calcaire de formation oolithique : les grains sont généralement très-petits et disséminés dans une pâte calcaire ou argilo-ferrugineuse. Ces minerais ne sont pas bien riches et donnent une fonte de mauvaise qualité, à cause du phosphore qu'elle contient. Les minerais granuleux de formation plus moderne que les oolithes se trouvent en amas dans des crevasses du sol, ou en bancs horizontaux alternant avec des argiles, des sables quartzeux et des grès. Les grains deviennent libres quand on délaie dans l'eau l'argile sableuse qui les enveloppe.

La terre des champs, la terre végétale, doit sa couleur jaune d'ocre à la présence d'une quantité notable de peroxyde de fer hydraté. Les substances qui peuvent être mêlées avec les minerais de peroxyde de fer hydraté, sont le carbonate de fer, le phosphate et l'arséniate de fer, les alumino-silicates de fer magnétique, les oxydes de manganèse, le fer titané, le carbonate et silicate de zinc, l'oxyde de chrome, le sulfate de baryte, le phosphate et le carbonate de chaux, le carbonate de magnésie, l'hydrate d'alumine, l'argile pure ou bitumineuse et le quartz.

3° *Oxyde magnétique* (fer oxydulé). Il existe quelquefois

en couches très-épaisses dans les terrains anciens. Il est d'un noir grisâtre ; sa cassure est lamellaire ; sa poussière est d'un gris foncé. C'est du protoxyde de fer , mêlé à de certaines proportions de peroxyde. Il a une teinte rouge , lorsque le peroxyde prédomine. On en trouve en quantités exploitables à Villa-Rica (Brésil) , à la Plata (Colombie) , à Peron , près de Claintonville (États-Unis) , à Villefranche (Aveyron) , à Vigan (Hérault).

La *franklinite* ressemble beaucoup à l'oxyde magnétique. On en trouve des bancs considérables dans le New-Jersey , près de la ville de Franklin. Elle est accompagnée d'oxyde de zinc manganésifère.

4° *Sulfures* (pyrites). On en distingue plusieurs variétés. La *pyrite commune* est d'un jaune de laiton éclatant. Elle donne du soufre par le grillage ; elle a la même composition que le persulfure de fer artificiel ( $\text{Fe S}^2$ ).

Sa forme primitive est le cube.

La *pyrite blanche* est d'un jaune beaucoup plus pâle que la pyrite commune. Sa forme cristalline est un prisme droit rhomboïdal. Elle s'effleurit à l'air.

Les pyrites *magnétiques* sont analogues aux oxydes magnétiques ; ce sont des combinaisons de protosulfure et de persulfure de fer. Elles sont d'un jaune de bronze foncé et se ternissent à l'air. Elles font mouvoir l'aiguille aimantée , ce qui les distingue des pyrites ordinaires. On en trouve dans les Pyrénées.

5° *Sulfates*. Ils proviennent probablement de l'altération des pyrites. Ils sont souvent combinés avec des sulfates d'alumine , de chaux , de manganèse , de zinc , etc.

6° *Tellurure*. On ne le rencontre guère qu'à Faz-Bay (Transylvanie) , accompagné d'or , dans un terrain schisteux. Il est d'un blanc d'étain , tendre et fragile. M. Shepart en a trouvé des échantillons aux États-Unis.

7° *Arséniure*. Ce minéral est exploité à Reichenstein (Silésie) pour en extraire l'arsenic. Il contient une certaine quantité de sulfure.

8° *Arsénio-sulfure* (mispickel). Il est d'un blanc métalli-



que; sa cassure est grenue. On le trouve dans les terrains anciens. Mis sur les charbons ardents, il dégage des vapeurs d'arsenic, reconnaissables par leur odeur alliagée.

On rencontre des minéraux d'arséniate de fer au Brésil, en Cornouailles, en Saxe, etc.

L'*Eisenpecherz* de Sollengange, près de Freyberg (Saxe), est un arsénio-sulfate.

9° *Phosphates*. Les phosphates hydratés sont d'un gris clair. Ils se colorent en bleu au contact de l'air en se changeant en phosphates doubles de protoxyde et de peroxyde. Ils contiennent souvent du protoxyde de manganèse. Ils se trouvent répandus dans un grand nombre de localités; mais jamais on ne les rencontre en masses considérables.

10° *Silicates*. Les combinaisons de silice avec le protoxyde, avec le peroxyde de fer et avec beaucoup d'autres substances étrangères (alumine, chaux, manganèse, etc.) sont extrêmement nombreuses. On en trouve, en quantités exploitables, à Riddarhyttan (Suède), à Przibram (Bohême), à Sixte (Savoie), à Saint-Brieux (Côtes-du-Nord), à Halsbruck, près de Freyberg, etc.

Le *chlorite* de Paris (silicate de fer) se trouve sous forme de petits grains verts grisâtres, disséminés dans le calcaire grossier de Paris.

11° *Carbonate*. Ce minéral est très-répandu. On en distingue deux variétés, le *fer spathique* (carbonate cristallin) et le *fer compacte*. Le fer spathique est d'un blanc sale; il jaunit à l'air. Il cristallise en prismes rhomboïdaux. Les carbonates de manganèse et de magnésie l'accompagnent constamment en proportions variables. Le fer spathique se décompose à la longue. Le fer et le manganèse se suroxydent et abandonnent leur acide carbonique qui transforme la magnésie en bicarbonate que l'eau dissout. Le fer spathique ainsi décomposé s'appelle *mine douce*, et il est fort recherché à cause de sa richesse métallique. On exploite la mine douce dans le département de l'Aude, dans le département

de l'Isère, en Styrie, etc. Le *fer carbonaté compacte* existe particulièrement dans le terrain de grès houiller, sous forme de rognons arrondis dont le centre est occupé par de la houille, par des pyrites et par de la chaux carbonatée : il est d'un gris noirâtre et à cassure grenue. Il est imbibé d'une argile bitumineuse. Ce minerai est presque le seul qu'on exploite en Angleterre.

12° *Titanates*. On rencontre ces minerais en abondance dans les roches de formations primitives. Ils sont d'un noir brunâtre, à cassure conchoïde éclatante. Ils sont magnétiques lorsque le titane ne prédomine pas sur le fer. On trouve des titanates de fer à Expailly (Haute-Loire), dans le Spessart près d'Aschaffenburg, à Maisdon, près de Nantes (Loire-Inférieure), à Ménakan (Angleterre), à Baltimore (Maryland), etc.

Les *chromates* de fer se rencontrent en veinules dans les roches serpentineuses des terrains anciens. Les minerais d'étain sont presque toujours accompagnés de wolfram (*tungstate double de fer et de manganèse*). On n'a guère trouvé jusqu'ici les *tantalates de fer* (columbites) que dans les mines de la Suède et de la Finlande.

*Préparation*. Il serait trop long d'entrer dans les détails minutieux de l'extraction du fer. Nous nous bornerons à en signaler les principes généraux. Si le fer était fusible à une température peu élevée, et que le minerai ne se composât que d'oxyde ou de carbonate de fer mêlé à des traces de substances étrangères, on aurait facilement ce métal, en traitant le minerai par le charbon, au moyen des procédés ordinaires.

L'extraction du fer présente surtout trois difficultés que les anciens n'étaient pas entièrement parvenus à résoudre. La première de ces difficultés consiste à *faire fondre le fer* ; la seconde à *s'opposer à la perte du métal*, dans le traitement du minerai ; et la troisième à *priver le fer de certaines proportions de carbone* et d'autres substances nuisibles aux qualités qu'on recherche.

Le fer est un des métaux les plus réfractaires ; et comme

il ne peut être fondu à la température des fours ordinaires , il fallait donner à ces fours une forme et une disposition propres à concentrer la chaleur et à l'augmenter autant que possible.

Les fours, dans lesquels on fait fondre le fer , s'élèvent verticalement à une hauteur considérable ; ils vont en se rétrécissant de la base au sommet. On leur a donné le nom de *hauts fourneaux*. C'est au moyen de ces fourneaux, remplis de charbon ou de coke et alimentés par de très-forts soufflets, qu'on peut produire une température de 130 à 140° pyr. Wedg. (environ 10,000 à 12,000 du therm. centig. ), c'est-à-dire, la température nécessaire pour faire fondre le fer.

Pour s'opposer à la perte du métal , dans le traitement des minerais, il faut faire convenablement fondre les matières étrangères , ordinairement plus légères que le fer , et les enlever ensuite par une sorte de décantation. Ces matières étrangères sont ordinairement la chaux , la magnésie, l'alumine (argile), la silice , l'oxyde de manganèse et le soufre. Or , l'oxyde de fer , qui existe constamment dans le minerai qu'on exploite , augmente la fusibilité de ces matières ; et si l'on ne possédait pas le moyen de faire fondre ces matières facilement , on perdrait une quantité considérable de fer qui serait entraîné par toutes les matières dont la fusion est facilitée par l'oxyde de fer. Or, le meilleur moyen de s'opposer à cette perte consiste à ajouter au charbon un *fondant*. Ce fondant est de la *chaux* (castine), si la mine est trop argileuse, et de l'*argile* (erbue), si la mine est trop calcaire.

Lorsque le minerai a été suffisamment chauffé avec le charbon mêlé au fondant qu'on y a ajouté , on pratique , à la partie inférieure et la plus déclive du haut fourneau, une ouverture (*percée*) par laquelle le métal s'écoule pour venir se figer dans un sillon sablonneux. Cette masse métallique ainsi refroidie porte le nom de *fonte* (voy. pag. 391). On appelle *laitier* la masse vitreuse qui recouvre la fonte liquide et qui contient le fondant , les matières étrangères du minerai et

une certaine quantité d'oxyde de fer et d'oxyde de manganèse. La composition du laitier varie beaucoup, suivant les espèces de minerais et les procédés d'extraction qu'on emploie. Moins le laitier est riche en oxyde de fer, plus le procédé d'opération est parfait.

Pour donner au fer les qualités qu'on recherche, il faut séparer de la fonte certaines substances étrangères qui la rendent cassante. Cette séparation s'opère en chauffant la fonte entourée d'une brasque de charbon, dans un fourneau (*renardière*) sur lequel on dirige de forts courants d'air. Les substances étrangères sont éliminées suivant leur ordre d'oxydabilité : la plus oxydable s'en va la première, et la moins oxydable la dernière. Le silicium s'élimine ainsi le premier, mais à la condition d'entraîner une certaine quantité de fer à l'état de silicate. Le carbone s'élimine le dernier et, comme le silicium, il ne se sépare qu'à la condition de brûler et d'entraîner une certaine quantité de fer (environ  $\frac{1}{4}$  de fer pour 100 de carbone). La masse métallique s'épure ainsi, elle se ramollit, et, après avoir été forgée sous de grands marteaux, elle est livrée au commerce, sous forme de barres, pour être employée à divers usages. Le fer ainsi préparé est loin d'être du fer chimiquement pur. Si l'on cherchait, en opérant de cette manière, à obtenir du fer pur, toute la masse finirait par se consumer et l'on n'aurait jamais du fer chimiquement pur, c'est-à-dire exempt de toute trace de carbone. Le fer le plus pur du commerce contient toujours au moins  $\frac{1}{1000}$  de carbone ; c'est pourquoi l'on obtient constamment, en traitant un fil de fer par l'acide sulfurique, un dépôt d'une certaine quantité de carbone. Heureusement que le carbone (pourvu que la quantité ne dépasse pas certaines limites) n'est pas nuisible aux propriétés du fer, et que sa combinaison rend, au contraire, le fer utile et précieux dans une foule d'usages ; car le fer combiné avec une certaine proportion de carbone constitue, comme nous l'avons vu, l'acier.

*Composés oxygénés.*

Le fer a une très-grande affinité pour l'oxygène. A la température blanche son affinité pour l'oxygène est plus forte que celle du potassium pour ce même corps ; puisque, à cette température, le fer décompose la potasse en lui enlevant en partie son oxygène.

On connaît deux oxydes de fer bien déterminés. Le fer, comme le manganèse, forme des oxydes intermédiaires, dont le principal est l'*oxyde magnétique*, qui constitue l'aimant naturel.

1° *Protoxyde*. Cet oxyde ne pouvant être isolé à l'état de pureté, il est impossible d'en étudier les propriétés physiques. Lorsqu'on dissout le fer dans l'acide sulfurique, et que l'on verse dans la dissolution (de sulfate de fer) un alcali, on obtient l'*hydrate de protoxyde* à l'état de précipité blanc qui se salit promptement, et passe successivement au vert, au jaune clair et au jaune d'ocre en se suroxydant au contact de l'air. Quand on fait bouillir ce précipité dans l'eau, à l'abri du contact de l'air, il se change en une poudre noire qu'on regarde comme le protoxyde anhydre. Le chlore, l'acide azotique, l'eau régale, le convertissent rapidement en peroxyde d'un jaune d'ocre. L'ammoniaque dissout sensiblement le protoxyde de fer ; la potasse et la soude en dissolvent également une petite quantité. Le protoxyde de fer est une base puissante et isomorphe avec le protoxyde de manganèse, avec l'oxyde de cuivre, avec l'oxyde de zinc, avec la magnésie, etc.

*Composition* :  $\text{FeO} = 339,205 \text{ (Fe)}$

$100 \text{ (O)}$

$439,205 = \text{FeO} = 1 \text{ équiv. de protoxyde de fer.}$

Pour évaluer l'équivalent du fer d'une manière facile et ingénieuse tout à la fois, on traite une quantité déterminée de fer

*pur* (1 gramme) par l'acide sulfurique étendu d'eau, et on recueille le gaz (hydrogène) qui se dégage. Or, sachant que l'hydrogène recueilli exige la moitié de son volume (ou que 12,48 d'hyd. en poids exigent 100 d'oxyg.) pour former de l'eau, il est facile de déterminer la quantité de fer qui se combine avec une quantité d'oxygène exprimée par 100 ou par 1.

2° *Sesqui-oxyde* (peroxyde, oxyde). Il est pulvérulent et sa couleur présente les différentes nuances du rouge et du jaune. A l'état d'*hydrate*, il est tantôt d'un jaune d'ocre, tantôt d'un jaune brun. Une chaleur modérée suffit pour en séparer l'eau. L'hydrate qui se trouve dans la nature, et qui constitue une des mines de fer le plus souvent exploitées, se compose de 2 équiv. de peroxyde de fer et de 3 équiv. d'eau ( $2\text{Fe}^{\text{o}}\text{O}^3 + 3\text{HO}$ ). Celui qu'on obtient artificiellement, par voie de précipitation, se compose de 1 équiv. de peroxyde et de 3 équiv. d'eau ( $\text{Fe}^{\text{o}}\text{O}^3 + 3\text{HO}$ ). Ce dernier se dissout facilement dans presque tous les acides, tandis que le premier ne se dissout bien que dans l'acide chlorhydrique et dans l'acide sulfurique concentré bouillant. Le peroxyde anhydre est d'un rouge violet assez intense. Celui qu'on rencontre dans la nature a l'aspect métallique et cristallin (rhomboïde). Réduit en poudre fine, il est d'un rouge vif, et connu sous le nom de *colcothar*. Lorsqu'on calcine le colcothar à une température élevée, il se prend de nouveau en masse d'un rouge violet. Pourtant sa composition est identique dans l'un comme dans l'autre cas; son poids n'a ni augmenté, ni diminué. Il conserve même ces différentes colorations avec les fondants, ce qui le rend très-précieux dans les arts.

Le peroxyde de fer est infusible et éminemment stable; cependant, à une chaleur excessive, il perd une partie de son oxygène et se transforme partiellement en oxyde intermédiaire. Le peroxyde est une base faible; il est facilement réduit par l'hydrogène, à la température rouge. Ce qu'il y a de remarquable, c'est que le fer, à cette même température, décompose l'eau, en absorbe l'oxygène et laisse dégager l'hydro-

gène. Les proportions du corps réductif et du corps oxydant ont une grande influence sur la production de ces phénomènes, en apparence contradictoires.

Le fer provenant de la réduction de l'oxyde de fer par l'hydrogène est en poudre impalpable et s'enflamme spontanément dans l'air. L'oxyde de fer est également réduit par le charbon ; mais une portion de celui-ci se combine avec le fer pour former un carbure, ou, comme le charbon contient en même temps des grains de silice, un *silicio-carbure* de fer. On ne peut point, pour le dire en passant, combiner le silicium directement avec le fer sans le carbone, tandis qu'on peut très-bien combiner le carbone avec le fer, sans la présence du silicium.

Le peroxyde de fer, employé en petite quantité, communique une couleur jaunâtre aux fondants ; s'il est employé en plus grande quantité, la couleur est rouge. Le protoxyde colore les verres en brun ou en vert. La *rouille* de fer est du peroxyde combiné avec une certaine quantité d'acide carbonique et d'eau ; elle contient, en outre, du carbonate d'ammoniaque. Le peroxyde de fer calciné avec les carbonates de potasse et de soude donne des *ferrates* blancs, déliquescents, dont la composition est  $\text{Fe}^{\text{O}}\text{O}^{\text{O}}$ , KO et  $\text{Fe}^{\text{O}}\text{O}^{\text{O}}$ , NaO (Schaffgotsch).

*Composition.*  $\text{Fe}^{\text{O}}\text{O}^{\text{O}}$ .

Voici comment on peut tout à la fois préparer et analyser d'une manière facile et ingénieuse le peroxyde de fer :

On traite par l'acide azotique un gramme de fer pur, dans un petit matras pesé d'avance. Le métal passé au maximum d'oxydation. On chauffe, pour chasser l'excès d'acide azotique ; et l'on a pour résidu le peroxyde de fer pur. On pèse de nouveau le matras ainsi que le fer qui s'y trouve : l'excédant du poids indique la quantité d'oxygène absorbée par un gramme de fer ; et en comparant cette quantité d'oxygène à celle qu'absorbe un gramme de fer traité par l'acide sulfurique (voy. *Protoxyde*) ; on est autorisé à conclure que le peroxyde contient une fois et demie autant d'oxygène que le protoxyde.

*Oxyde intermédiaire* (oxyde magnétique). Il est d'un gris noir et jouit, à un haut degré, de la propriété magnétique. Il fait dévier fortement l'aiguille aimantée. On le rencontre dans la nature en masses considérables d'un éclat métallique et sous forme de petits cristaux octaédriques très-beaux (*pierres d'aimant naturelles*). Il existe dans les terrains primitifs et constitue des mines très-riches, exploitées en Suède et dans certaines contrées de l'Allemagne. La quantité d'oxygène de l'oxyde magnétique est  $1\frac{1}{2}$ , de sorte que sa formule est  $\text{FeO}_2$  ou  $\text{Fe}^{\text{O}}\text{O}$ ; et, au lieu de le regarder comme un oxyde particulier, on peut le représenter comme une combinaison de 1 équivalent de protoxyde avec 1 équivalent de peroxyde de fer  $\text{FeO} + \text{Fe}^{\text{O}}\text{O}$ . Ce qui prouve que l'oxyde magnétique n'est point un degré d'oxydation particulier, c'est que dans les cristaux de l'aimant naturel, une partie du protoxyde de fer se trouve fréquemment remplacée par une partie équivalente de protoxyde de manganèse et d'oxyde de zinc, deux oxydes isomorphes avec le protoxyde de fer. — Traité par l'acide chlorhydrique, l'oxyde magnétique donne un protochlorure soluble et laisse le peroxyde de fer insoluble.

L'oxyde magnétique se produit dans un grand nombre de circonstances. Lorsqu'on fait passer des vapeurs d'eau sur du fer chauffé au rouge, on obtient un oxyde noir différent de celui qu'on obtient lorsqu'on traite le fer par un acide fort. Cet oxyde c'est l'oxyde magnétique. Il se produit également pendant la cémentation d'une certaine quantité de peroxyde de fer au moyen du charbon. *L'æthiops martial* des officines, préparé en exposant au contact de l'air de la limaille de fer humectée d'eau, est un oxyde magnétique. Le précipité de protoxyde de fer, exposé au contact de l'air, devient magnétique en se suroxydant, et ne perd sa propriété d'aimant, que lorsqu'il est entièrement transformé en peroxyde.

*Procédé d'analyse.* Un excellent moyen de séparer le protoxyde du peroxyde, et d'analyser l'oxyde magnétique, consiste à traiter d'abord celui-ci par l'acide sulfurique. On obtient



ainsi un mélange de sulfate de protoxyde et de sulfate de peroxyde. On traite ensuite ce mélange par l'alcool, qui ne dissout pas le sulfate de protoxyde, tandis qu'il dissout très-bien le sulfate de peroxyde.

Les *battitures* qui se forment lorsqu'on forge le fer à une certaine température, constituent également un oxyde intermédiaire. Les couches les plus extérieures de ces battitures sont plus riches en peroxyde, tandis que les couches intérieures, les plus rapprochées de la barre de fer, sont plus riches en protoxyde. L'oxyde des battitures est très-magnétique. Il est fusible à une température élevée et se prend en masse lamellaire par le refroidissement.

*Composition des battitures qui adhèrent au fer métallique :*  $\text{Fe}^{\text{I}} \text{O}^{\text{I}}$ , ou  $6 \text{Fe}^{\text{I}} \text{O} + \text{Fe}^{\text{II}} \text{O}^{\text{II}}$  (Mosander).

Il est à remarquer que presque tous les aimants sont des oxydes ou des sulfures intermédiaires.

### *Composés sulfurés.*

Le soufre comme l'oxygène a une grande tendance à se combiner avec le fer, à une température élevée. Ces combinaisons peuvent se faire par voie directe.

**1° Proto-sulfure.** Il est d'un jaune de bronze foncé quand il est anhydre. Il est fusible et inaltérable par la chaleur; il s'effleurit à l'air humide (en se sulfatisant). Par le grillage, il se transforme d'abord en sous-sulfate de peroxyde, et en peroxyde si l'on chauffe trop fortement. Il est très-stable. L'hydrogène ne le réduit pas. Le proto-sulfure est magnétique lorsqu'il contient (ce qui arrive souvent) une certaine quantité de persulfure.

*Composition.*  $\text{Fe S}$ , correspondant au protoxyde ( $\text{FeO}$ ).

Le protosulfure se rencontre, dans la nature, le plus souvent combiné avec d'autres sulfures métalliques, et notamment avec le sulfure de cuivre (*sulfosels*).

On prépare le protosulfure en chauffant du fer jusqu'au

rouge, dans un creuset, et en y projetant du soufre pulvérisé. La combinaison a lieu avec flamme. L'excès de soufre se dégage à l'état de vapeurs. On peut percer, en un instant, une barre de fer d'un trou cylindrique, en la faisant rougir et en y appliquant un canon de soufre.

On obtient le proto-sulfure, par la voie humide, en précipitant un *protosel* par un *monosulfure alcalin*. Le précipité est noir (protosulfure de fer hydraté). Dans cet état, il est facilement attaqué et dissous par les acides, avec dégagement d'acide sulfhydrique, *sans dépôt de soufre*.

2° *Persulfure (bisulfure)*. Ce sulfure est remarquable en ce qu'il ne correspond à aucun oxyde de fer; car il se compose (à moins de supposer une erreur d'analyse) de 2 équiv. de soufre et de 1 équiv. de fer. Il est communément répandu dans la nature et connu sous le nom de *pyrite martiale*. Dans cet état, il est d'un jaune de laiton éclatant, fragile et d'une cassure lamelleuse. Brûlé au contact de l'air, il dégage de l'acide sulfureux et des vapeurs de soufre. Il est fusible, et en se fondant, il dégage une certaine quantité de soufre et acquiert la propriété magnétique (*pyrite magnétique*). Chauffé avec du charbon, il se transforme en protosulfure. Les acides sulfurique et chlorhydrique ne l'attaquent point.

*Composition*.  $\text{Fe S}^2$ .

On l'obtient en faisant passer un courant d'hydrogène sulfuré sur du peroxyde de fer hydraté, chauffé un peu au delà de  $100^\circ$ . On l'obtient encore en calcinant un peu au dessous de la chaleur rouge du protosulfure avec un excès de soufre.

3° *Sexquisulfure*. Il est noir. Chauffé en vase clos, il se convertit en protosulfure avec dégagement de soufre. Il se dissout, dans les acides, avec *dépôt de soufre*.

*Composition*.  $\text{Fe}^2 \text{S}^3$ , correspondant au peroxyde.

On l'obtient en versant goutte à goutte un sel de peroxyde de fer dans une dissolution de monosulfure alcalin.

*Sulfure intermédiaire*. Ce sulfure est *magnétique* comme l'oxyde intermédiaire. On l'obtient lorsqu'on chauffe à la cha-

leur blanche, de la limaille de fer avec du soufre en excès. Il se compose de 1 équival. de protosulfure et de 6 équival. de persulfure ( $\text{Fe S} + 6 \text{Fe S}^2$ ). On le rencontre dans la nature. Traité par les acides, il donne naissance à un dégagement d'acide sulfhydrique avec dépôt de soufre.

Le fer est susceptible de former avec le soufre un grand nombre de composés. Dans ces composés, les proportions du soufre sont entre elles comme les nombres 4, 8, 12 et 16. Il est probable que la plupart de ces composés, qui offrent du reste peu d'intérêt, sont de simples mélanges de protosulfure ou de persulfure avec une quantité déterminée de soufre.

### *Composés chlorés.*

On connaît deux chlorures de fer, dont l'un correspond au protoxyde et l'autre au peroxyde.

1° *Protochlorure*. Le protochlorure de fer anhydre se présente sous forme de petites paillettes incolores. Il est très-fusible et volatil à la chaleur rouge. Mis dans l'eau bouillante, il se décompose en oxyde magnétique, en acide chlorhydrique, et en une certaine quantité de perchlorure. Le protochlorure est déliquescent et très-soluble dans l'eau. Il se dépose, par refroidissement, sous forme de cristaux polyédriques hydratés d'un vert pâle. Le chlorure d'or le change en perchlorure; l'or se précipite.

*Composition*.  $\text{Fe Cl}$ , correspondant au protoxyde ( $\text{Fe O}$ ).

On l'obtient *anhydre* en faisant arriver un courant de chlore sec sur de la limaille de fer chauffée dans un tube de porcelaine. Il faut que le fer soit *en excès*, pour avoir le chlorure au premier degré. On l'obtient à l'état d'*hydrate*, en traitant directement le fer par l'acide chlorhydrique; il y a dégagement d'hydrogène.

2° *Perchlorure* (sesquichlorure). A l'état anhydre, il est sous forme de petites paillettes d'un jaune d'or. Il est très-volatil et plus volatil que le protochlorure. Il est extrêmement

déliquescent et soluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther qu'il colore en rouge brun. Il cristallise difficilement.

*Composition.*  $\text{Fe}^2 \text{Cl}^2$  correspondant au peroxyde ( $\text{Fe}^2 \text{O}^3$ ).

On l'obtient très-facilement en traitant le métal par l'eau régale et en évaporant la liqueur.

Les chlorures de fer (protochlorure et perchlorure) peuvent être grillés, comme tous les chlorures dont le métal a beaucoup d'affinité pour l'oxygène; il y a formation d'oxyde et dégagement de chlore. Quand on fait arriver sur ces mêmes chlorures de la vapeur d'eau, le métal s'oxyde et le chlore se dégage à l'état d'acide chlorhydrique. Ce fait est susceptible d'application dans les arts. On rencontre les chlorures de fer, et particulièrement le perchlorure, dans la nature, dans les laves de l'Auvergne, aux environs du Vésuve, etc. Comme il est très-volatil, le chlorure de fer se dépose sur les parois du cratère du volcan, sous forme de petites paillettes miracées qui, étant soumises à l'action de forts courants d'air, se décomposent en grande partie et laissent pour résidu du peroxyde de fer non volatil. C'est ainsi qu'il faut comprendre la formation du fer spéculaire dont on trouve des galeries entières dans presque tous les volcans. Ce fait est d'un grand intérêt en géologie. Ne serait-il pas possible d'expliquer la formation des aérolithes en admettant que le fer a d'abord été sublimé à l'état de chlorure et qu'il s'est ensuite réduit à l'état d'oxyde fixe par l'action des courants de l'atmosphère?

*Bromure.* Il existe deux bromures de fer comme il existe deux chlorures. Le *protobromure* est volatil et sous forme de petites paillettes jaunes. — *Composition.*  $\text{Fe Br}$ . Il est complètement analogue au protochlorure. Le *perbromure* est d'un jaune orangé et en tout semblable au perchlorure.

*Iodure.* Le *proto-iodure* est brun, fusible et volatil. Il est analogue au protochlorure. Le *proto-iodure* est liquide, d'un rouge jaunâtre.

*Fluorure.* Le *protofluorure* est beaucoup moins soluble dans l'eau que le protochlorure. Il est très-soluble dans

l'acide fluorhydrique et cristallise en tables carrées, incolores.

Le *phosphore* rend le fer très-cassant et plus fusible. Le *phosphure* qu'on obtient en calcinant le phosphate de fer avec du charbon, est d'un gris blanc, éclatant, à grains cristallisés et beaucoup plus fusible que le fer. Il se compose de 1 équiv. de fer et de  $\frac{1}{2}$  équiv. de phosphore ( $\text{Fe}^2 \text{Ph}$ ).

L'*arsenic* est dans le même cas que le phosphore. L'*arséniure* est d'un gris de fer, fragile, d'une cassure lamelleuse. Il est plus fusible que le fer; on l'obtient, en calcinant l'arséniate de fer avec du charbon. Sa composition est  $\text{Fe}^2 \text{As}$ , analogue au phosphore.

Le phosphore et l'arsenic, à la température rouge, ne donnent presque jamais de combinaisons neutres. La base est toujours en excès; les composés ainsi formés sont des *sous-phosphures* ou *sous-arséniures*, analogues aux sous-phosphates ou sous-arséniates.

On obtient le *borure de fer* d'un gris de fer, fragile, en traitant le borate de fer par l'hydrogène.

La *plombagine* (mine de crayon), qui était autrefois considérée comme un carbure de fer, n'est que du carbone pur, contenant quelques grains de fer et d'argile accidentellement et mécaniquement interposés. Suivant Théod. de Saussure, 100 parties de plombagine contiennent 96 part. de carbone pur.

*Alliages.* Le *nickel* et le *cobalt* s'allient facilement avec le fer en toutes proportions. Ces alliages sont plus blancs et ont les mêmes propriétés que le fer.

Le *cuivre* ne peut s'allier avec le fer qu'en petite proportion et à une très-haute température. Un vingtième de cuivre donne plus de ténacité à la fonte et la rend propre à être employée pour des objets de moulage.

Les alliages de *manganèse* et de fer sont presque infusibles lorsque le manganèse y est en proportion considérable. Ils sont plus oxydables que le fer et exhalent, sous l'insufflation de l'haleine, l'odeur de l'hydrogène impur.

Le *platine* donne avec l'acier des alliages fusibles et sus-

ceptibles de prendre un très-beau poli. Ces alliages sont très-ductiles et malléables (Faraday).

Les alliages d'*antimoine* et de fer sont assez fusibles et très-cassants.

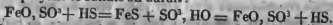
L'*argent* ne forme pas de véritables alliages avec le fer.

*Sels de protoxyde* (sels au minimum).

*Caractères généraux.* Ils ont une couleur verte lorsqu'ils contiennent de l'eau; ils sont blancs lorsqu'on en a chassé l'eau par la calcination. Leur saveur rappelle celle de l'encre. Ils s'altèrent au contact de l'air; car le protoxyde tend à se suroxyder. Tous ces sels ont une faible réaction acide.

1° Les alcalis les précipitent en blanc. Le précipité change subitement de couleur; il verdit, puis jaunit et se transforme enfin en jaune d'ocre (peroxyde). L'addition du chlore opère ce changement d'une manière très-rapide par la décomposition de l'eau. L'*ammoniaque* ne donne que la moitié du précipité, l'autre moitié reste en dissolution à la faveur de cet alcali. Si l'on ajoute préalablement au sel de fer une certaine quantité de chlorhydrate d'*ammoniaque*, l'*ammoniaque* n'y produira aucun précipité; car il se produit un sel double soluble. Le protoxyde de manganèse et la magnésie, isomorphes avec le protoxyde de fer, présentent la même particularité.

2° L'acide sulfhydrique n'y produit point de précipité. Cependant l'*acétate de fer*, et en général les sels de fer dont l'acide est tiré du règne végétal, sont précipités en noir par l'acide sulfhydrique. Les acides minéraux sont trop puissants pour être déplacés par l'acide sulfhydrique; car, supposé qu'il y eût un précipité de sulfure, la présence de l'acide minéral suffirait pour le décomposer à l'instant. Par exemple, en employant le sulfate on aurait :



Le résultat de la réaction est donc nul.

Le précipité noir (sulfure de fer) se manifestera instantanément en employant un sulfure alcalin, parce qu'il n'y aura plus d'acide libre comme dans le cas précédent.

3° Le cyanoferrure de potassium précipite les sels de protoxyde de fer en blanc sale qui se change en *bleu de Prusse* par l'addition du chlore.

4° Le cyanoferride de potassium (sel rouge) y donne immédiatement un précipité de *bleu de Prusse*. Lorsque le sel de fer est mêlé de sel de cuivre, le précipité est d'un *beau vert pré*.

5° L'infusion de noix de galle ne produit pas de précipité; mais lorsqu'on expose au contact de l'air la dissolution contenant la noix de galle, cette dissolution devient, au bout d'un certain temps, d'un bleu très-foncé (*encre*). L'addition du chlore y donne immédiatement de l'encre.

6° Le perchlorure d'or produit dans les sels de fer un précipité d'or métallique, dont la quantité correspond à celle du protoxyde. Il reste en dissolution du sel de fer au *maximum*.

7° Le bioxyde d'azote se dissout en quantité considérable dans les sels de fer au *minimum*. La dissolution est d'un brun foncé et devient limpide au bout de quelque temps, en déposant du peroxyde de fer. L'acide azotique les brunit également. Mais cette coloration est peu stable.

Aucun métal ne précipite le fer de ses dissolutions; avec le zinc la réaction n'a lieu qu'à la longue; mais, dans cette réaction, l'eau est décomposée, et il se précipite, non pas du fer, mais de l'oxyde de fer.

### *Étude des espèces.*

*Sulfate* (couperose verte, vitriol vert, fer vitriolé). Ce sel est très-anciennement connu. Il cristallise en gros prismes obliques rhomboïdaux d'un vert pâle, dont les angles sont  $80^{\circ}\frac{1}{2}$  et  $99^{\circ}\frac{1}{2}$ . Il s'effleurit à l'air et se recouvre de taches ocreuses, dues à l'absorption de l'oxygène de l'air par le pro-

toxyde de fer. Sa dissolution aqueuse se trouble assez rapidement à l'air, et il s'y forme, à la longue, un dépôt jaune. Ce dépôt est un sel basique, ou plutôt du peroxyde retenant une certaine quantité d'acide (3 équiv. de base + 1 équiv. d'acide). Le précipité passe d'abord à l'état d'oxyde intermédiaire, d'oxyde  $\frac{1}{2}$  (oxyde magnétique) et s'y maintient assez longtemps avant de passer à l'état de peroxyde. Il est insoluble dans l'alcool. Les cristaux verts de sulfate de fer, contiennent 6 équiv. d'eau. Chauffés dans un vase, ils éprouvent la fusion aqueuse, et se convertissent en une matière blanchâtre, après avoir perdu leur eau de cristallisation. Cependant, le sulfate de fer, ainsi soumis à l'action du feu, ne perd pas toute son eau, il en retient encore 1 équiv. qui paraît être de l'eau de combinaison. Car cet équivalent d'eau ne s'en va qu'à la chaleur rouge, à laquelle le sulfate lui-même se décompose. Par l'action de cette chaleur, le sulfate de fer donne de l'acide sulfurique hydraté, de l'acide sulfurique anhydre, de l'acide sulfureux et de l'oxygène; il laisse pour résidu de l'oxyde rouge, qui est employé, sous le nom de *colcothar*, dans la peinture sur porcelaine, pour polir les glaces, etc. Le proto-sulfate de fer est isomorphe avec les sulfates de cobalt, de nickel, de zinc et de cuivre; il se combine avec ces sulfates en toutes proportions. Il absorbe une quantité considérable de bioxyde d'azote et se colore en brun foncé.

Une dissolution concentrée de sulfate neutre de fer peut être chauffée jusqu'à l'ébullition, sans qu'il se forme aucun trouble. Si la dissolution est faible (1 part. de sel + 40 part. d'eau), il y a trouble; le dépôt qui se produit augmente en proportion de la faiblesse de la dissolution.

*Composition:*  $\text{FeO}, \text{SO}^3, + 6\text{HO}$ , = 1 équiv. de sulfate de protoxyde fer cristallisé. On l'obtient facilement, en traitant le métal, par l'acide sulfurique étendu d'eau. Le sulfate de fer est journellement employé dans la fabrication de l'encre.

*Azotate.* Il est liquide, incristallisable et très-pen stable.



Il s'altère à l'air et se décompose à la température de l'ébullition. On le prépare en traitant le carbonate de fer *au minimum*, par l'acide azotique très-faible.

*Carbonate.* Ce sel ne peut être obtenu artificiellement qu'à l'état d'hydrate, par voie de double décomposition. Récemment précipité, il est blanc et soluble dans l'ammoniaque, mais il ne tarde pas à se colorer en vert pâle, en perdant de l'acide carbonique, en même temps qu'il se suroxyde. Lorsque le précipité est devenu d'un jaune brunâtre, on lui donne le nom de *safran de mars apéritif*, qui, suivant M. Soubeiran, est un mélange d'hydrate de fer et de carbonate de peroxyde ( $\text{Fe}^2\text{O}^3, 3\text{HO} + \text{Fe}^3\text{O}^3, \text{CO}^2$ ).

Il est impossible de préparer, dans les laboratoires, le carbonate de fer anhydre, cristallisé et stable; et pourtant la nature en offre des masses considérables, exploitées sous le nom de *fer spathique*. Le carbonate de fer anhydre est cristallisé en rhomboïdes et isomorphe avec les carbonates de chaux, de magnésie et de manganèse. Ces carbonates s'accompagnent très-fréquemment et peuvent se substituer les uns aux autres sans troubler leur cristallisation respective.

Le carbonate de fer se dissout dans un excès d'acide carbonique, et il se rencontre, sous cette forme, dans beaucoup d'eaux de sources et de rivières (*eaux ferrugineuses*). Ces eaux, exposées au contact de l'air et étendues sur une large surface, laissent dégager de l'acide carbonique, l'hydrate d'oxyde de fer se dépose et recouvre les herbes, les sables, les racines des arbres, etc. (qui se rencontrent au fond du lit de ces rivières), d'un enduit jaune d'ocre. Ces dépôts jaunâtres s'observent dans beaucoup de rivières ayant leur source dans des montagnes riches en minerais de fer. L'eau de ces rivières est excellente pour la trempe de l'acier.

*Phosphate.* On le prépare par voie de double décomposition. A l'état de précipité récent, il est blanc, gélatineux et soluble dans les acides. Il s'altère à l'air et finit par se transformer en phosphate de peroxyde couleur de rouille. Calciné

avec du charbon, il perd la moitié de son phosphore et se change en phosphure.

On rencontre plusieurs phosphates de fer dans la nature.

*Arséniate.* Il est presque en tout semblable au phosphate. Chauffé en vase clos, il se convertit en arsénite, avec dégagement d'acide arsénieux.

*Sels de peroxyde (sels au maximum).*

*Caractère généraux.* Ils ont une couleur jaune plus ou moins foncée. Leur saveur est styptique et très-astringente. Ils ont tous une réaction fortement acide et une grande tendance à former des sels basiques (*tribasiques*).

1° Les alcalis les précipitent immédiatement en jaune brunâtre (peroxyde hydraté).

2° L'acide sulfhydrique les ramène au *minimum* d'oxydation avec dépôt de soufre (la liqueur devient laiteuse). 1 éq. d'acide reste en dissolution.

En employant le sulfate, voici la formule de cette réaction :  $\text{Fe}^2\text{O}^3(\text{SO}^3)^3 + \text{HS} = \text{Fe}^3\text{O}^2 + \text{HO} + 3\text{SO}^3 + \text{S} = 2(\text{FeO}, \text{SO}^3) + \text{SO}^3 + \text{HO} + \text{S}.$

Ce fait a été généralisé par le principe suivant : *la quantité d'un acide nécessaire pour saturer une base est proportionnelle au degré d'oxydation de la base.*

3° Les sulfures alcalins précipitent les sels de peroxyde de fer en noir (sesquisulfure).

4° Le cyanoferrure de potassium y produit immédiatement un précipité de bleu de Prusse.

Le cyanoferride de potassium ne fait que colorer en bleu la dissolution.

5° La noix de galle donne de l'encre avec les sels de fer au maximum.

6° Les succinates et les benzoates alcalins y produisent un précipité couleur de chair.

7° Le sulfocyanure de potassium les colore en rouge de sang. Ce réactif est très-sensible.

Lorsque le sel de fer est mêlé de matières organiques (acide tartrique, sucre, gomme, etc.), l'ammoniaque n'y produit plus de précipité, et les sulfures alcalins y donnent des précipités incomplets. Il faut, en ce cas, détruire la matière organique par le feu.

#### *Étude des espèces.*

*Sulfate.* Il est d'un blanc sale, incristallisable, très-soluble dans l'eau qu'il colore en jaune rougeâtre. Il est soluble dans l'alcool, ce qui permet de le séparer du protoxyde qui est insoluble dans l'alcool.

*Composition.*  $\text{Fe}^2 \text{O}^3 (\text{SO}_3)^2$ .

On l'obtient, soit en traitant directement le peroxyde de fer par l'acide sulfurique, soit en traitant le protosulfate par l'acide azotique, et en évaporant la liqueur pour chasser l'excès d'acide azotique; il se forme un dépôt de peroxyde et le persulfate reste en dissolution.

Quand on fait bouillir le persulfate de fer avec du carbonate de chaux, on obtient un dégagement d'acide carbonique et un dépôt de peroxyde de fer. On n'obtient rien de semblable avec le protosulfate, parce que celui-ci ne contient pas assez d'acide libre pour décomposer le carbonate de chaux, et que le protoxyde de fer est une base bien plus puissante que le peroxyde. Le sulfate de peroxyde de fer donne, avec le sulfate de potasse, une espèce d'alun qui cristallise de la même manière que l'alun préparé avec l'alumine ou avec le chrome. En général, les *sesquibases* ( $\text{M}^2 \text{O}^3$ ) donnent des *aluns*.

*Séparation du sulfate de protoxyde du sulfate de peroxyde.* Ce cas se présente souvent dans les analyses. A cet effet, on précipite le mélange par du carbonate de potasse. Le protoxyde et le peroxyde se précipitent à la fois. En y ajoutant un acide, on dissout immédiatement le protoxyde, tandis que le peroxyde refuse de s'y dissoudre.

*Azotate.* Il est d'un brun rouge, incristallisable, déliquescent, soluble dans l'eau et dans l'alcool. On l'obtient en traitant le fer par l'acide azotique faible en excès.

*Carbonate.* Son existence est, pour ainsi dire, transitoire et éphémère; car en traitant un sel de fer au maximum par un carbonate alcalin, le précipité jaunâtre qui se produit laisse dégager tout l'acide carbonique. Ce précipité n'est point un sous-sesqui-carbonate, mais un hydrate de peroxyde.

#### MANGANÈSE.

**ÉTYMOLOGIE.** Le nom de *manganèse* vient de *magnésie*, parce que le peroxyde de manganèse était autrefois connu sous le nom de *magnésie noire*.

*Propriétés physiques.* Le manganèse a l'aspect de la fonte; sa cassure est grenue; il est facile à réduire en poudre. Il ne fond pas dans les fourneaux ordinaires. Il fond à la plus haute température d'un fourneau d'essai (à 160° du pyromètre Wedgwood). Sa densité est 8,013.

*Propriétés chimiques.* Le manganèse est très-altérable à l'air, à cause de la grande affinité qu'il a pour l'oxygène. Aussi faut-il le conserver dans de l'huile de naphte ou dans des tubes de verre très-étroits, fermés à la lampe. Exposé à l'air, il se ternit promptement et finit par se convertir en une poudre noire qui est un mélange d'oxyde et de manganèse métallique. Par le grillage, il s'oxyde bien plus promptement encore. Tous les acides attaquent le manganèse. Ceux dans lesquels l'oxygène est fortement combiné, oxydent le manganèse aux dépens de l'eau qui se décompose; ceux dans lesquels l'oxygène est, au contraire, faiblement combiné, se décomposent eux-mêmes en cédant leur oxygène au métal. L'action de l'acide azotique est si vive qu'il se produit en même temps de l'azotate d'ammoniaque. Le manganèse décompose lui-même l'eau à la température ordinaire, avec dégagement d'hydrogène. Lorsqu'on touche le manganèse avec des mains mouillées d'eau, on sent aussitôt l'odeur de l'hydrogène impur.

Comme le fer, il paraît se combiner avec une certaine quantité de carbone (*Wollaston*). Le manganèse se combine directement avec le chlore, le soufre, le phosphore et l'arsenic. Sa combinaison avec le chlore gazeux est accompagnée de chaleur et de lumière. Il s'allie avec un assez grand nombre de métaux.

Le manganèse n'est pas magnétique dans les circonstances ordinaires. Il paraît cependant qu'il devient magnétique par un abaissement de température égal à  $-30^{\circ}$ .

*État.* Le manganèse se rencontre, non-seulement dans le règne minéral, mais encore dans le règne organique. Les cendres des animaux et des végétaux contiennent souvent des quantités assez notables d'oxyde de manganèse.

Les principaux minerais manganésifères sont :

1° Le *deutoxyde anhydre* (*braunite oxyde brachytype*). Ce minerai est d'un brun très-foncé ; il est très-dur. Son éclat est presque métallique. On le rencontre dans les montagnes de la Thuringe, à Elsgerburg, et dans le Piémont (à Saint-Marcel).

2° L'*oxyde rouge anhydre* (*hausmanite*). Sa poussière est d'un brun châtaigne. Il est rare. On le rencontre à Ilmenau, petite ville de la principauté de Schwarzbourg-Rudolstadt (Thuringe). C'est un oxyde intermédiaire, composé de 2 équival. de protoxyde et de 1 équiv. de peroxyde ( $2\text{MO} + \text{MO}^{\circ}$ ). C'est ce même oxyde qu'on obtient artificiellement par la calcination du peroxyde de manganèse.

3° Le *peroxyde anhydre* (*pyrolucite, oxyde prismatoidal*). Il est noir et cristallise en prismes. Sa poussière est noire, sans nuance de brun.

4° Le *peroxyde hydraté*. Il est noir ; sa poussière est d'un brun chocolat. On le trouve à Groroi (département de la Mayenne) disséminé dans un terrain sableux, riche en minerais de fer, à Cantern dans le pays des Grisons, à Viedes-sos, etc.

5° Le *manganèse barytique* (*psilomélam*). Ce minerai est

d'un noir bleuâtre, en masses amorphes et scoriformes. On le trouve en Prusse, en Bohême, en Bavière, dans le Hanovre. Il y en a un dépôt très-considérable à Romanèche près de Mâcon.

Les minerais sulfurés, arséniés et phosphorés sont beaucoup plus rares que les minerais d'oxydes.

On a rencontré le sulfure de manganèse en Cornouailles et à Nagiag. L'arséniure a été trouvé en Saxe, dans l'Erzgebirge près de Freyberg.

*Préparation.* Pour obtenir le manganèse métallique, on chauffe l'oxyde pur, avec du charbon de bois pulvérisé, dans un creuset brasqué. On peut y ajouter un peu de borax pour réunir les particules métalliques en culot au fond du creuset. Il faut faire l'opération dans un fourneau d'essai, à une très-haute température.

*Procédé pour séparer le manganèse des métaux qui l'accompagnent.* On dissout le mélange d'oxydes de manganèse, de fer, de nickel, de cobalt et de zinc par l'acide acétique en excès. On traite la dissolution par le sulfhydrate d'ammoniaque qui précipite tous les métaux à l'état de sulfures. Enfin, on traite de nouveau le mélange par l'acide acétique faible qui ne redissout que le sulfure de manganèse (1).

*Historique.* Le manganèse, ou plutôt son peroxyde, était connu autrefois sous le nom de *savon des verriers*, parce qu'il jouit de la propriété de rendre blanc le verre vert. Le principal minéral de manganèse portait le nom de *Braunstein*, que l'on regardait comme un minéral de fer. Scheele et Gahn en retirèrent les premiers un nouveau métal qu'ils appelèrent *mangan* (manganèse). Scheele nous a laissé sur ce métal un travail très-complet.

#### *Composés oxygénés.*

On peut admettre cinq degrés d'oxydation du manganèse : 1° Le *protoxyde* (*manganoxydule*) ; 2° le *deutoxyde* (*man-*

(1) Wackenroder, dans *Pharmaceut. Centralblatt*, 1838, p. 673.

*ganoxyde*); 3° le *peroxyde*; 4° l'*acide manganique*; 5° l'*acide permanganique*. L'*oxyde rouge* est un *oxyde* intermédiaire dont nous traiterons plus bas.

1° *Protoxyde*. A l'état *anhydre* (obtenu par la calcination du carbonate en vase clos), il est verdâtre, inodore, insipide et insoluble dans l'eau. Il est blanc à l'état hydraté, obtenu par voie de précipitation. Comme le protoxyde de fer, il s'altère promptement en absorbant l'oxygène de l'air. Il change ainsi successivement de couleur; il devient jaunâtre, ocreux, et en le chauffant légèrement à l'air, il devient noir. Il se dissout dans un grand excès d'ammoniaque, lorsqu'il n'a pas encore eu le temps de se suroxyder. Il donne avec le borax un verre incolore ou légèrement coloré en rose.

Le protoxyde de manganèse est une base puissante et isomorphe, dans ses combinaisons, avec le protoxyde de fer, l'oxyde de zinc, et avec l'oxyde de cuivre (*deutoxyde*).

*Composition.*  $\text{MnO} = 345,887 \text{ (Mn).}$

100 (O)

$445,887 = \text{MnO} = 1 \text{ équival. de protoxyde de manganèse.}$

2° *Deutoxyde* (*sesquioxyde, manganoxxyde*). Il a l'aspect d'une poudre noire, inaltérable à l'air et insoluble dans l'eau. On le rencontre dans la nature, cristallisé en lames assez belles (*braunite*). Il se combine avec les acides pour former les sels de deutoxyde de manganèse; mais c'est une base faible et neutralisant mal les acides. Sous ce rapport, il est entièrement analogue au peroxyde de fer, à l'oxyde de chrome et à l'alumine, avec lesquels il est isomorphe. Il forme avec l'eau un hydrate brun qui existe dans la nature sous deux formes: 1° sous forme cristalline (*manganite*), et sous forme pulvérulente, amorphe. Fondu avec le borax, le deutoxyde de manganèse donne un verre de couleur violette. Le verre obtenu dans la flamme intérieure du chalumeau est incolore (forma-

tion de protoxyde). L'améthyste doit sa couleur à la présence de quelques parcelles de deutoxyde de manganèse.

*Composition.*  $Mn^2 O^3$ .

On l'obtient à l'état anhydre, en calcinant l'azotate de peroxyde; on l'obtient à l'état d'hydrate, en faisant passer un courant de chlore dans de l'eau tenant du carbonate de manganèse en suspension. On fait digérer le dépôt dans de l'acide acétique pour enlever une partie du carbonate non décomposé.

3° *Peroxyde (bi-oxyde)*. Il se rencontre dans la nature, cristallisé en prismes droits rhomboïdaux, et connu sous le nom de *pyrolucite* (*Grau-Braunsteinerz*). Sa poussière est noire et tache les doigts. A une température élevée, il abandonne une partie de son oxygène, de manière à se transformer en un composé de protoxyde et de peroxyde ( $2MnO + MnO^2$ ) qui existe dans la nature (*hausmanite*). Un courant d'hydrogène le change, à la chaleur rouge, en protoxyde verdâtre. L'hydrate de peroxyde est noir, pulvérulent, doux au toucher, et contenant de petites paillettes brillantes. Exposé à la chaleur, il perd son eau en même temps qu'il perd une partie de son oxygène. Le peroxyde ne joue pas le rôle de base; conséquemment il n'existe pas de véritables sels à base de peroxyde de manganèse. Traité par les acides il se transforme, à l'aide de la chaleur, en protoxyde qui se combine avec l'acide, et l'excédant de l'oxygène se dégage. Traité par l'acide chlorhydrique, il donne naissance à du chlore : 1 kilo. de peroxyde de manganèse pur, traité par l'acide chlorhydrique, donne 0<sup>kil.</sup> 7968 ou 231<sup>litres</sup>, 28 de chlore. Cet oxyde, au lieu de jouer le rôle de base, paraît jouer plutôt le rôle d'un acide, puisqu'on le rencontre dans la nature combiné avec la baryte.

*Composition.*  $MnO^2$ .

*Préparation.* On obtient le peroxyde *anhydre*, en calcinant l'azotate de protoxyde à une faible chaleur sombre; et le peroxyde *hydraté*, en traitant l'oxyde rouge (*oxyd-oxydule*) par l'acide azotique. Celui-ci ne dissout que le proto-



xyde ( *oxydule* ), et laisse pour résidu le peroxyde non dissous.

*Usages.* Le peroxyde de manganèse est employé pour préparer l'oxygène et le chlore. Il sert dans la fabrication du verre, dans la peinture sur verre, etc.

4° *Acide manganique.* On ne connaît cet acide que combiné avec les bases et notamment avec la potasse. Dès qu'on cherche à l'isoler, il se décompose en acide *permanganique* et en peroxyde de manganèse.

*Composition.*  $MnO^3$ .

*Préparation.* Quand on calcine du peroxyde de manganèse avec de la potasse ou avec du nitre, on obtient une matière d'un vert très-foncé, qui devient rouge par l'addition d'un acide, et repasse au vert par l'addition d'un alcali. C'est cette matière qui était depuis longtemps connue sous le nom de *caméléon minéral*. On sait aujourd'hui que ces phénomènes de coloration tiennent aux différents degrés d'oxydation que le manganèse est susceptible de subir sous l'influence de certaines circonstances. Dans cette masse verte ( *caméléon* ), le manganèse existe combiné avec 3 équ. d'oxygène ( $MnO^3$ ), combinaison acide ( *acide manganique* ) qui forme avec la potasse du *manganate de potasse*. Il y a différents moyens de préparer le manganate de potasse. On le prépare en chauffant, au contact de l'air, parties égales de potasse et de peroxyde de manganèse, ou 1 p. de peroxyde avec 3 p. de nitre. On continue à chauffer, jusqu'à ce qu'un échantillon de la matière colore l'eau en vert. Dissous dans l'eau, le manganate de potasse ( *caméléon vert* ) passe ( à mesure qu'il se décompose ) par différents degrés de coloration. La dissolution, d'abord d'un vert foncé, devient bleue, puis violette, purpurine, rouge-claire et enfin incolore. Il se dépose du peroxyde de manganèse. Le meilleur procédé pour obtenir le *caméléon vert* ( manganate de potasse ), consiste à calciner un mélange de peroxyde de manganèse, d'oxyde rouge de mercure et de potasse. En traitant la masse calcinée par l'eau, on ne dissout

que le caméléon pur. En évaporant la dissolution qui est d'un vert foncé, on obtient des cristaux de manganate de potasse qu'on dessèche en les pressant entre deux feuilles de papier brouillard, pour enlever l'excès de potasse. Ces cristaux sont des pyramides hexaédres, semblables aux cristaux du sulfate de potasse (Mitscherlich). Il faut conserver le manganate de potasse à l'abri du contact de l'air; autrement il se colore en rouge en se décomposant: une portion d'acide manganique passe à l'état de peroxyde, en cédant de l'oxygène à une autre portion d'acide manganique qui passe à l'état d'acide *permanganique*.

5° *Acide permanganique* ( *acide hypermanganique* ). Selon M. Unverdorben, on obtient cet acide à l'état de gaz, en traitant le caméléon rouge (permanganate de potasse) par de l'acide sulfurique anhydre. L'acide permanganique est d'un très-beau rouge. Sa dissolution se décompose lentement à la température ordinaire. La décomposition est rapide, lorsqu'on élève un peu la température. Il se dégage de l'oxygène, et il se dépose de l'hydrate de peroxyde noir. C'est un des corps les plus oxygénés; il abandonne son oxygène aussi facilement que l'eau oxygénée. La présence d'une parcelle de matière organique suffit pour le décomposer.

*Composition.*  $Mn^2O^7$ .

Il est comparable, par sa composition, à l'acide perchlorique. Seulement dans l'acide perchlorique il n'y a que 1 équ. de chlore (2 vol.), tandis que dans l'acide permanganique l'équivalent du manganèse est doublé.

*Préparation.* L'acide permanganique est contenu dans la liqueur rouge dans laquelle se convertit peu à peu le manganate de potasse (*caméléon vert*) dissous dans l'eau. En évaporant cette liqueur rouge, on obtient du permanganate de potasse d'un rouge foncé, cristallisé en prismes à quatre pans, anhydre, isomorphe avec le perchlorate de potasse. En chauffant le caméléon rouge (permanganate de potasse) seulement jusqu'au rouge

sombre, il se décompose, donne de l'oxygène et redevient (en rétrogradant) caméléon vert. Une trace de permanganate de potasse suffit pour colorer une grande quantité d'eau. La transformation du manganate de potasse en permanganate a lieu dans beaucoup de circonstances. L'addition d'un acide, la présence d'une molécule de matière organique, en hâte la transformation. Mitscherlich a obtenu l'acide permanganique par le procédé suivant : on change, par voie de précipitation, le permanganate de potasse en permanganate d'argent. Celui-ci est changé, à son tour, au moyen du chlorure de baryum, en permanganate de baryte qui, décomposé par l'acide sulfurique, donne l'acide permanganique rouge, en dissolution dans l'eau.

L'oxyde intermédiaire (*oxyde rouge*, *oxy-oxydul* des Allemands) est presque noir lorsqu'il est en masses compactes ; à l'état pulvérulent, il a une couleur violacée. On l'a regardé pendant longtemps comme un oxyde particulier. Il existe dans la nature sous le nom de *hausmanite*.

On l'obtient, artificiellement par la calcination directe du peroxyde de manganèse. Il est très-stable et inaltérable à l'air.

Sa composition est remarquable ; elle est analogue à celle de l'oxyde de fer magnétique. On peut le considérer comme formé de 1 éq. de protoxyde et de 1 éq. de deutoxyde,  $= \text{MnO} + \text{Mn}^{\text{II}}\text{O}^2$  ; ou bien de 2 équiv. de protoxyde et de 1 équiv. de peroxyde  $= 2 \text{MnO} + \text{MnO}^2$ . Traité par l'acide azotique, le protoxyde se dissout, et on a pour résidu du peroxyde noir.

On peut considérer cet oxyde comme une espèce de sel dans lequel le peroxyde jouerait le rôle de l'acide et le protoxyde celui de base.

A cause de la grande affinité du protoxyde pour le deutoxyde, il est très-difficile d'obtenir le premier parfaitement pur. La couleur rosée des sels de protoxyde, de même que la couleur des verres préparés avec le protoxyde, tient à la présence d'une certaine quantité d'oxyde intermédiaire.

*Résumé de la composition des oxydes de manganèse.*

L'équivalent du manganèse restant le même, les proportions de l'oxygène sont entre elles comme les nombres suivants :

- 1 (protoxyde),
- 2 (peroxyde),
- $1\frac{1}{2}$  (oxyde rouge),
- $1\frac{2}{3}$  (sesquioxyde),
- 2 (peroxyde),
- 3 (acide manganique),
- $3\frac{1}{2}$  (acide permanganique).

#### *Composés sulfurés.*

*Par la voie humide, on peut former autant de sulfures qu'il y a de degrés d'oxydation.*

*Sulfure de manganèse* (protosulfure). Obtenu par la *voie sèche*, il est d'un gris foncé, à grains fins et cristallisés. Obtenu par la *voie humide* (en précipitant le sulfate de protoxyde de manganèse par un sulfure alcalin), il est d'un blanc jaunâtre. Dans ce dernier cas, il s'altère promptement en absorbant l'oxygène de l'air. Dans le premier cas, il est beaucoup plus stable. Il est fusible comme la fonte et se grille très-facilement.

*Composition.*  $\text{Mn S} = \begin{array}{r} 345,887 \text{ (Mn)}, \\ 201,165 \text{ (S)}, \\ \hline 547,051 = 1 \text{ éq. de protosulfure.} \end{array}$

Le *sélénium* se comporte absolument comme le soufre.

#### *Composés chlorés.*

A chacun des oxydes de manganèse correspond un chlorure. En traitant un oxyde par l'acide chlorhydrique il y a formation d'eau et formation d'un chlorure correspondant à l'oxyde. Tous ces chlorures sont très-peu stables.

Pour obtenir le protochlorure, on traite le peroxyde de manganèse par l'acide chlorhydrique; déjà à froid, il y a formation d'un perchlorure. Mais, comme celui-ci est peu sta-

ble, l'excès de chlore s'en va rapidement à l'aide d'une légère élévation de température, et l'on a pour résidu un protochlorure permanent et stable.

*Protochlorure.* Il est cristallisable et légèrement coloré en rose; à l'état anhydre, il est fusible et prend une couleur brunâtre par le refroidissement. Grillé à l'air ou chauffé (au rouge obscur) dans un tube par lequel on fait passer un courant d'air, il donne du peroxyde de manganèse pour résidu; tout le chlore s'en va mêlé avec l'azote de l'air. C'est là un excellent moyen de vérifier la richesse du manganèse en oxygène; car, si l'oxyde de manganèse qui a servi à la préparation du chlorure, n'est qu'un mélange de protoxyde et de peroxyde ou de deutoxyde, il se dégagera moins de chlore (par la calcination), que si l'oxyde de manganèse avait été du peroxyde réel ( $\text{MnO}^2$ ). Le manganèse d'Allemagne est beaucoup plus riche en oxygène que le manganèse du département de la Dordogne (Gay-Lussac). La richesse de l'oxygène, indiquée par la quantité du chlore qu'on obtient pendant la calcination du chlorure, constitue le *titre* du manganèse.

En faisant passer de la vapeur d'eau sur le protochlorure de manganèse, on obtient de l'acide chlorhydrique qui se dégage et de l'oxyde rouge de manganèse (oxyd. intermédiaire) pour résidu.

L'acide manganique ( $\text{MnO}^3$ ) donne un chlorure =  $\text{MnCl}^3$ .

L'acide permanganique ( $\text{Mn}^3 \text{O}^7$ ) donne  $\text{Mn}^3 \text{Cl}^7$ . On obtient ce dernier chlorure en versant de l'acide sulfurique concentré sur un mélange de caméléon rouge et de sel marin: il se dégage sous forme de vapeurs verdâtres qui se condensent entre  $15^\circ$  et  $20^\circ$  en un liquide d'un brun verdâtre.

Le *brôme*, l'*iode*, et le *fluor* se comportent à peu près comme le chlore.

### *Sels de manganèse.*

A. *Sels de protoxyde (sels au minimum).* Caractères essentiels. Leurs dissolutions sont incolores quand elles sont

parfaitement pures ; elles sont légèrement colorées en rose lorsqu'elles contiennent un peu de deutoxyde. On les décolore au moyen de l'acide sulfureux (1). Ces sels ont une saveur amère et astringente.

1° Les alcalis fixes (potasse et soude) y produisent un précipité blanc qui jaunit au contact de l'air. Ce précipité est presque toujours un *sous-sel*. En y ajoutant du chlore, le précipité brunit rapidement ; il y a formation de peroxyde noir insoluble et de chlorure de manganèse qui reste en dissolution.

2° L'ammoniaque ne donne que la moitié du précipité que donne la potasse ou la soude. C'est qu'il se forme un sel double soluble, à base d'ammoniaque et de manganèse. En versant préalablement du sel ammoniac dans le sel de manganèse, l'ammoniaque n'y produit plus aucun précipité.

3° Le cyanoferrure de potassium les précipite en blanc.

4° L'acide sulfhydrique n'y produit point de précipité. En y ajoutant du sulfhydrate d'ammoniaque, on obtient un précipité blanc qui prend une teinte rosée.

5° Les sels de manganèse, calcinés avec un fondant tel que le borax ou le phosphate de soude, donnent des verres colorés en rose, en violet, etc.

6° Chauffés avec du nitrate de potasse dans un creuset de platine, ils donnent du caméléon vert qui produit dans l'eau différentes nuances de coloration.

La présence de l'acide tartrique empêche les alcalis et les carbonates alcalins de précipiter les sels de manganèse.

### *Espèces.*

*Sulfate.* Il existe sous forme de petits cristaux prismatiques rhomboïdaux blancs ou légèrement colorés en rose. Il est soluble dans l'eau, plus à froid qu'à chaud, contrairement à ce qui a lieu ordinairement. C'est pourquoi une dissolution faite à froid se trouble par l'ébullition.

---

(1) L'acide sulfureux ramène le deutoxyde à l'état de protoxyde.

*Composition.*  $\text{MnO}$ ,  $\text{SO}^3 = 1$  équiv. de sulfate de manganèse anhydre.

On le prépare en chauffant à  $200^\circ$  le peroxyde de manganèse avec de l'acide sulfurique. L'excédant de l'oxygène se dégage et le protoxyde se combine avec l'acide sulfurique. L'action a lieu plus tôt lorsqu'on y ajoute un corps désoxygénant, comme la poussière de charbon. Si, à la place du charbon, on emploie de la farine, de la sciure de bois ou toute autre substance végétale, il se produit de l'acide formique en même temps que du sulfate de protoxyde de manganèse (*Scheele*).

*Azotate.* Il est très-soluble dans l'eau et cristallise difficilement, en aiguilles. On l'obtient en traitant par l'acide azotique le peroxyde ou l'oxyde rouge. Celui-ci ne dissout que le protoxyde, et le peroxyde noir reste insoluble.

Les oxydes de manganèse (oxyde rouge et peroxyde) contiennent toujours une quantité plus ou moins notable d'oxyde de fer. L'acide azotique est un excellent moyen de séparation. Ainsi, en traitant l'oxyde rouge ferrugineux par l'acide azotique, on dissout tout le manganèse sans dissoudre un seul atome de fer.

*Carbonate.* Il existe dans la nature (Transylvanie). Il est de couleur rose ou jaune. Chauffé dans un petit tube, à l'abri du contact de l'air, il donne du protoxyde vert avec dégagement d'acide carbonique. Chauffé au contact de l'air, il donne l'oxyde intermédiaire.

*B. Sels de deutoxyde (sesquioxyde) de manganèse (sels au maximum).* Ce ne sont pas de véritables sels; car ils sont incristallisables et sans proportions définies. Ils sont tous très-acides.

Ces prétendus sels sont tous colorés en rouge ou en brun foncé :

1° Les acides sulfureux et azoteux les décolorent (formation d'un sel au *minimum*).

2° Leurs dissolutions étendues d'eau laissent déposer du peroxyde.

3° Ils décolorent instantanément l'indigo , en perdant eux-mêmes leur couleur.

Ce sont des composés très-oxygénants.

Chauffés avec du nitre , ils donnent du caméléon vert.

*Sulfate* ( sulfate rouge de manganèse ). On l'obtient en faisant réagir à froid l'acide sulfurique concentré sur du peroxyde de manganèse. Il a une réaction acide. Il est incristallisable et souvent employé comme corps désoxygénant.

*Alun manganésique*. En chauffant ensemble du sulfate rouge de manganèse avec du sulfate de potasse , on obtient, par le refroidissement, des cristaux octaédriques, de couleur *améthyste*, composés de 1 éq. de sulfate de potasse et de 3 éq. de sulfate de manganèse. C'est là une espèce d'alun, dans laquelle le sexquioxyde de manganèse ( $Mn^2O^3$ ) remplace l'oxyde d'alumine ( $Al^2O^3$ ), avec lequel il est isomorphe.

*Manganates et permanganates* (caméléons). (Voy. *Acide manganique et Acide permanganique*).

#### CHROME.

ÉTYMOLOGIE. Le nom de chrome vient du grec *χρῶμα*, couleur, à cause des colorations variées qu'affectent les composés de ce corps.

*Propriétés physiques*. Le chrome est d'un blanc grisâtre , friable et presque infusible. Il est encore plus difficile à fondre que le manganèse. Son poids spécifique est 5,9.

*Propriétés chimiques*. Il est inaltérable à la température ordinaire. A la chaleur rouge , il se transforme en oxyde vert. L'acide azotique et l'eau régale l'attaquent et le dissolvent difficilement. L'acide fluorhydrique le dissout à chaud , avec dégagement d'hydrogène. Les carbonates et les azotates alcalins le changent en acide chromique , à l'aide de la chaleur. Le chlore peut se combiner directement avec le chrome. Le



soufre ne se combine avec lui que par voie indirecte. Le chrome s'allie avec la plupart des métaux.

*État.* Les principales espèces minérales contenant du chrome, sont :

1° La *volkonskoïte*. Ce minéral se rencontre particulièrement dans le gouvernement de Pern en Sibérie. Il est d'un beau vert d'herbe, et se trouve disséminé en veinules dans du grès. C'est un composé d'oxyde de chrome, de peroxyde de fer, de magnésie, de silice et d'eau.

2° Le *spinelle rouge* (*rubis*) se rencontre en cristaux octaédriques réguliers d'un très-beau rouge, transparents et extrêmement durs. C'est de l'acide chromique combiné avec de l'alumine et de la magnésie (*Vauquelin*).

3° L'*émeraude* se trouve cristallisée en prismes hexaédriques réguliers d'un très-beau vert poireau. C'est de l'oxyde de chrome mêlé de silice, de glucyne, d'alumine, d'oxyde de fer et d'oxyde de tantale.

4° Les *diallages* et les *serpentes* ne renferment ordinairement que des traces d'oxyde de chrome.

5° Le *protoxyde de chrome natif* se trouve en petite quantité au Couchet, dans le département de Saône-et-Loire et en Dalécarlie (Suède).

Le chrome existe dans tous les terrains, depuis les terrains primitifs jusqu'aux terrains d'alluvion. Les minéraux chromifères donnent avec le borax un verre couleur d'émeraude, lorsqu'on chauffe le mélange dans la flamme extérieure du chalumeau. Chauffés avec du nitre, ils colorent l'eau en jaune; s'il y a un peu de manganèse, la coloration est verte.

*Préparation.* Pour obtenir le chrome pur, on chauffe l'oxyde de chrome avec du charbon pulvérisé dans un creuset brasqué. Quant à l'oxyde de chrome, on l'obtient de différentes manières : 1° En réduisant le chromate de potasse par le charbon; 2° en calcinant le chromate de mercure, le chromate de plomb ou le chromate d'argent, dans un creuset brasqué; 3° en réduisant, par les sulfures alcalins, le minerai

appelé *fer chromé*; 4° en traitant une dissolution de chromate par l'acide sulfureux, et en précipitant par l'ammoniaque.

*Historique.* Le chrome a été découvert en 1797, par Vauquelin, dans le plomb spathique de Sibérie.

### *Composés oxygénés.*

Il existe deux degrés d'oxydation du chrome, 1° le protoxyde, 2° l'acide chromique. Le *deutoxyde* de chrome est un *oxyde intermédiaire* analogue aux oxydes intermédiaires du fer et du manganèse.

1° Le protoxyde de chrome (*oxydure*) est pulvérulent et d'un beau vert d'herbe, quand il a été obtenu par la calcination du chromate de mercure. En décomposant le chlorure de chrome par l'ammoniaque, on obtient l'oxyde de chrome sous forme de petits grains cristallins d'un gris verdâtre, contenant 6 éq. d'eau. Il perd son eau par la calcination, et prend une très-belle couleur verte qui s'applique facilement sur la porcelaine, et qui résiste à toute température. Il est très-difficile à réduire. À l'état sec (anhydre), il est inattaquable par les acides qui le dissolvent, au contraire, assez vite, à l'état d'hydrate d'oxyde. Il fond très-difficilement avec le borax, et donne un verre d'un beau vert émeraude. Il joue le rôle d'une base faible, à l'égard des acides puissants. L'oxyde de chrome *calciné* est insoluble dans les acides; ce qui le rapproche du peroxyde de fer et de l'alumine.

*Composition.*  $\text{Cr}^{\text{v}}\text{O}^3$  ou  $\text{Cr O}^{\frac{3}{2}}$  = 351,819 (Cr).

150 (O $^{\frac{3}{2}}$ ).

---

501,819 = (Cr O $^{\frac{3}{2}}$ ).

Il a une composition analogue à celle du peroxyde de fer et de l'alumine; aussi peut-il donner des composés tout à fait analogues à ceux que donnent ces oxydes. Il existe un *alun de chrome*, comme il y a un alun de fer et un alun d'alumine.

2° Le *Peroxyde de chrome* (*acide chromique*) est d'un beau rouge de rubis, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. Il rougit la teinture de tournesol. C'est un véritable acide. Il se décompose, par la chaleur, en oxygène et en protoxyde de chrome. Il se décompose sous l'influence de la lumière ; car un linge imbibé d'acide chromique se colore en vert, au contact des rayons du soleil. Le fer, le zinc, l'étain, etc. le changent facilement en protoxyde. L'acide sulfurique faible se combine avec l'acide chromique, équivalent à équivalent ; le composé qui en résulte est rouge, et cristallise en petits prismes quadrangulaires déliquescents, qui, dans l'alcool absolu, donnent naissance à une réaction violente, souvent accompagnée d'explosion. Les produits qui en résultent sont de l'éther et du protoxyde de chrome. L'acide chromique est un acide très-puissant. Il se combine avec les oxybases stables pour former les chromates. Il est isomorphe avec l'acide sulfurique ( $\text{SO}^3$ ).

*Composition.*  $\text{CrO}^3$ .

Pour retirer l'acide chromique du chromate de potasse, on s'y prend de la manière suivante : on prépare, par voie de double décomposition, du chromate de plomb jaune insoluble, qu'on lave et qu'on calcine jusqu'au rouge. Ensuite on fait un mélange avec 4 parties de chromate de plomb calciné, 3 parties de spath fluor et 5 parties d'acide sulfurique concentré. On chauffe ce mélange dans une cornue de plomb ou de platine ; il se dégage un fluorure de chrome gazeux qui, étant recueilli dans l'eau, se décompose en acide chromique et en acide fluorhydrique. En évaporant à sec, on a pour résidu l'acide chromique pur. Celui-ci est d'abord brun ; mais, à mesure qu'il se refroidit, il ne tarde pas à devenir rouge.

Le *deutoxyde* est un oxyde intermédiaire d'un rouge foncé. L'eau le décompose, à chaud, en protoxyde qui précipite et en acide chromique qui reste en dissolution. La potasse exerce sur lui la même action. Il donne avec les acides des sels d'un

rouge sale. On peut considérer cet oxyde comme un composé de 1 équivalent de protoxyde de chrome, et de 1 équivalent d'acide chromique.

On l'obtient en mêlant du chlorure de chrome avec une dissolution de chromate de potasse. (Maus).

*Composés chlorés.*

1° Le *protochlorure* est de couleur fleur de pêcher, infusible et fixe. Par le grillage, il se transforme en oxyde vert. Il est très-soluble dans l'eau et insoluble dans l'alcool. Sa dissolution est verte. Il absorbe le gaz ammoniac avec production de lumière. Il joue le rôle d'acide en présence des chlorures alcalins; c'est ainsi qu'il forme avec le chlorure de sodium, un chlorosel cristallisable, d'un beau vert.

Le chlorure de chrome aqueux perd son eau par l'action de la chaleur, et se colore en beau violet.

*Composition.*  $\text{Cr}^2 \text{Cl}^3$  correspondant au protoxyde ( $\text{Cr}^2 \text{O}^3$ ).

On l'obtient en traitant l'oxyde de chrome par l'acide chlorhydrique.

Le chlorure de chrome présente, suivant qu'il est calciné ou non calciné, les mêmes modifications que l'oxyde correspondant (H. Rose).

2° Le *perchlorure* (chloride) est très-volatil et d'un rouge de sang magnifique. Sa vapeur ressemble tout à fait au gaz nitreux. Il dissout l'iode. Il fume à l'air et enflamme l'alcool instantanément. Dans l'eau, il se décompose en acide chromique et en acide chlorhydrique.

Chauffé dans un tube de porcelaine, il se décompose en chlore et en oxyde de chrome très-compacte, ressemblant au fer oligiste.

*Composition.* Le prétendu perchlorure est une combinaison de perchlorure et d'acide chromique,  $= \text{Cr Cl}^3 + 2 \text{CrO}^3$  (H. Rose).

On l'obtient en distillant un mélange de 10 parties de sel marin, 16, 9 p. de chromate neutre de potasse, et 30 p. d'acide sulfurique concentré. Ce *chromate de chlorure de chrome* peut être considéré comme le type d'une série de composés analogues aux perchlorures de tungstène, de molybdène etc. (1).

Le *fluor*, le *brôme* et l'*iode* donnent avec le chrome des composés analogues à ceux que produit le chlore.

Le *soufre* se combine indirectement avec le chrome, pour former des sulfures correspondant aux oxydes. Ces sulfures sont en général peu stables et faciles à décomposer.

### *Sels de chrome.*

A. *Sels à base de protoxyde.* Ils sont colorés en violet ou en vert très-foncé. Leur saveur est douceâtre et astringente. Ils ont tous une réaction acide. Ils ont beaucoup d'analogie avec les sels d'alumine et les sels de fer *au maximum*.

1° Les alcalis y produisent un précipité verdâtre (protoxyde de chrome hydraté), soluble dans un excès de carbonate alcalin et dans les acides. Ce précipité abandonne son eau par la chaleur, et prend une couleur plus foncée. A la chaleur rouge, il devient incandescent, se colore en beau vert et devient insoluble dans les acides.

2° Le cyanoferrure de potassium ne trouble pas les sels de chrome.

3° Les sulfures alcalins y forment un précipité gris verdâtre. L'hydrogène sulfuré ne trouble pas les sels de chrome.

4° Calcinés avec du nitre, ils donnent du chromate de potasse.

Le plus remarquable des sels de protoxyde de chrome, c'est

---

(1) Ph. Walter, sur le chromate de chlorure de chrome (*Annal. de Pogg.*, XLIII, pag. 154).

le *sulfate double de potasse et de chrome*, appelé *alun de chrome* =  $\text{Cr}^2\text{O}^3 (\text{SO}^3)^3 + \text{KO}, \text{SO}^3 + 24 \text{HO}$ . On l'obtient, en mêlant directement ensemble le chromate acide de potasse avec de l'alcool et de l'acide sulfurique. Par le refroidissement, il se dépose des cristaux octaédriques violets tout à fait semblables aux octaèdres de l'alun ordinaire. La dissolution devient verte par l'ébullition, de violette qu'elle était.

**B. Chromates.** Ces sels sont remarquables par leurs belles nuances de coloration. Les chromates terreux et les chromates alcalins sont solubles et colorés en jaune ou en jaune orangé. Le chromate neutre de plomb est d'un très-beau jaune, et souvent employé comme couleur par les peintres. Le chromate basique de plomb est d'un rouge de cinabre. Les chromates d'argent et de mercure affectent différentes nuances de rouge.

1° Ils sont décomposés par l'acide chlorhydrique bouillant, avec dégagement de chlore.

2° Les corps désoxygénants, tels que l'acide sulfureux, l'acide azoteux, l'alcool bouillant, etc., les décomposent en réduisant l'acide chromique à l'état d'oxyde de chrome.

3° Les chromates alcalins forment des précipités jaunes dans les sels de plomb et de bismuth; et des précipités rouges dans les sels de mercure. Ils précipitent les sels d'argent en rouge foncé, et les sels de cuivre en rouge sale. Dans les chromates neutres, l'oxygène de la base est le tiers de l'oxygène de l'acide. Il existe des chromates acides (*bichromates*) et des chromates basiques (*sous-chromates*) dont la composition varie. Voici les principaux chromates :

*Chromate de potasse.* Il cristallise en petits prismes droits à base rhomboïdale. Ces cristaux sont transparents, jaunes, d'une saveur fraîche et amère, et contiennent 5 équivalents d'eau. Le chromate de potasse est soluble dans 2 parties d'eau froide. Sa couleur jaune persiste même dans une dissolution très-étendue d'eau. Soumis à la chaleur, il perd son eau de cristallisation, et fond sans s'altérer.

*Composition.*  $\text{KO}, \text{CrO}^3 + 5 \text{HO} = 1$  équiv. de chromate de potasse cristallisé. Ce sel est souvent employé comme réactif.

*Bichromate de potasse.* Ce sel cristallise en larges tables rectangulaires d'un beau rouge orangé (*cristallisation du cyanoferrure de potassium*). Il est soluble dans environ 10 p. d'eau froide; il est, par conséquent, moins soluble que le sel précédent. Au rouge naissant, il se décompose partiellement en oxygène et en oxyde de chrome, sous forme de paillettes micacées d'un beau vert. Le bichromate de potasse est employé en teinture. Les *chromates* de plomb et de baryte sont également employés dans les arts, comme matières tinctoriales.

#### COBALT.

*ÉTYMOLOGIE.* Les mineurs allemands désignent sous le nom de *Kobalt*, un être fantastique qui a donné lieu à une foule de contes superstitieux.

*Propriétés physiques.* Le cobalt a une teinte rougeâtre; il est dur et friable. Son poids spécifique est 8,6010. Il ne fond qu'à une température très-élevée (130° du pyromètre de Wedgwood). C'est un des métaux magnétiques. La puissance magnétique du cobalt est à celle du fer comme 25 : 55. Il est peu ductile. Sa cassure est crochue plutôt que grenue. Il est probable qu'on pourrait travailler le cobalt comme le fer (Berthier).

*Propriétés chimiques.* A la température ordinaire, il ne s'altère que dans l'air humide. Il se recouvre alors d'une rouille noire (hydrate de peroxyde). Il ne décompose l'eau qu'à la chaleur rouge. Grillé à l'air, il s'oxyde facilement. A l'état de division extrême, et obtenu en réduisant l'oxyde par l'hydrogène, il s'enflamme spontanément à l'air, en brûlant avec une lumière rouge. L'acide azotique et l'eau régale l'attaquent et le dissolvent promptement. L'acide sulfurique étendu d'eau l'oxyde avec dégagement d'hydrogène provenant de la décomposition de l'eau. Le cobalt précipite de leurs dissolutions l'argent, le cuivre et le mercure. Il se combine, comme le fer,

avec une petite quantité de carbone. Il se combine directement avec le chlore gazeux ; la combinaison est accompagnée de chaleur et de lumière. Il s'allie avec la plupart des métaux. Ses alliages sont en général ductiles.

*État.* Le cobalt se trouve dans la nature, presque toujours combiné avec le soufre ou avec l'arsenic. Les minéraux de nickel sont souvent cobaltifères. Il accompagne quelquefois les minerais de cuivre et d'argent. Le cobalt est peu abondant et appartient aux terrains anciens.

Voici les principaux minéraux de cobalt :

1° *Arséniure.* Il existe des combinaisons de cobalt avec l'arsenic dans lesquelles il y a de 1 à 3 équivalents d'arsenic pour 1 équival. de cobalt. Ces arséniures peuvent eux-mêmes se combiner avec des arséniures et des sulfures de fer et de nickel. On en trouve près de Hanau (Hesse) sous le nom de *grauer* et de *weisser Speiskobalt*. Le *grauer Speiskobalt* est d'un gris noirâtre, contenant 1 à 2 équival. d'arsenic pour 1 équival. de cobalt et de fer. Le *weisser Speiskobalt* est d'un blanc d'étain, cristallisé en cubes ou en octaèdres. On trouve des variétés de ces minéraux près de Schneeberg (Saxe), à Riegelsdorf (Hesse), en Piémont, à Funaberg, à Skuterud, à Hacambo (Suède), en Cornouailles, etc.

2° *Oxyde.* On rencontre de l'oxyde de cobalt magnésifère près de Goeritz. Il contient, en outre, du cuivre et de l'alumine.

3° *Sulfure.* Ce minéral est très-rare. On en a trouvé à Rid-darhyttan, en Suède.

Le verre bleu appelé *smalt* ou *azur*, contient de l'oxyde de cobalt, combiné avec des oxydes de plomb et de fer.

Les *mattes* ou *speis*, provenant du travail des minerais de cuivre ou de plomb, contiennent également du cobalt.

*Préparation.* Pour obtenir le cobalt à l'état métallique on calcine l'oxyde de cobalt dans un creuset brasqué avec un cinquième de son poids de verre terreux fusible, afin de faciliter la réunion des grenailles et de faire couler le métal en culot au fond



du creuset. Pour retirer l'oxyde de cobalt du minerai, on traite celui-ci par l'eau régale. On évapore à sec et l'on reprend par l'eau. En filtrant on sépare l'arséniate de fer insoluble ainsi que la gangue. On verse ensuite, par petites portions, dans la liqueur, du carbonate de potasse ou de soude, jusqu'à ce que le précipité commence à se colorer en rose (ce qui indique que tout le fer est séparé). On recueille le précipité, on le lave et on le sèche. Ce précipité est de l'oxyde de cobalt presque pur, si le minerai est très-riche en fer; si, au contraire, le minerai est très-peu ferrugineux, l'oxyde de cobalt se trouve mêlé d'une quantité notable d'acide arsénique.

Ce procédé est employé en grand pour la fabrication des verres bleus, dans les manufactures de porcelaine.

*Historique.* Il paraît que le cobalt ou du moins l'oxyde de cobalt était connu depuis la plus haute antiquité; car le vernis et le flux vitreux des vases des anciens Égyptiens contiennent de l'oxyde de cobalt.

On a commencé vers le XV<sup>e</sup> siècle à employer le cobalt en Europe pour la fabrication des verres bleus et dans la peinture sur verre. Brandt a le premier obtenu le cobalt à l'état métallique, en 1733.

### *Composés oxygénés.*

On connaît deux degrés bien distincts d'oxydation du cobalt.

1<sup>o</sup> Le *protoxyde*. A l'état *anhydre* il est d'un gris noirâtre. Chauffé au rouge, au contact de l'air, il se change en partie en peroxyde. À l'état d'*hydrate* il est d'un bleu de lavande, et ne tarde pas à changer de couleur; étant exposé à l'air il devient d'un rose pâle et finit par devenir vert olive. Ce changement de couleur tient à l'absorption de l'oxygène et de l'acide carbonique de l'air. Le protoxyde de cobalt se dissout facilement dans les acides. L'ammoniaque le dissout et le colore en rouge. Il se combine, par la voie sèche, avec les alcalis

fixes et avec un certain nombre d'oxydes terreux et métalliques. La plupart de ces composés sont colorés en bleu. Le composé magnésien est couleur de rose ; le composé alumineux est d'un beau bleu d'outremer, et le composé zincifère est d'un beau vert, appelé *vert de Rinmann*.

L'oxyde de cobalt, réduit par l'hydrogène à la chaleur rouge, est pyrophorique comme le fer (*métal très-divisé*).

*Composition.*  $\text{CoO} = 368,991 \text{ (Co)}$ .

100 (O),

468,991 = 1 équiv. de protoxyde de cobalt.

On l'obtient (*anhydre*) en calcinant l'azotate. En précipitant un sel de cobalt par un alcali, on a l'oxyde de cobalt *hydraté*.

2° Le *peroxyde* a l'aspect d'une poudre noire. À la chaleur blanche, il est ramené à l'état de protoxyde. Tous les acides forts le dissolvent à chaud avec dégagement d'oxygène ; le peroxyde se change en protoxyde. Les acides sulfureux et azoteux se combinent avec le peroxyde de cobalt sans dégagement d'oxygène ; il y a formation de sulfate et d'azotate de protoxyde de cobalt solubles. L'ammoniaque ne le dissout pas. L'acide chlorhydrique le dissout avec dégagement de chlore.

*Composition.*  $\text{Co}^2 \text{O}^3$ . Il est analogue, par sa composition, au peroxyde de fer et à l'alumine.

On l'obtient en précipitant un sel de cobalt par l'hypochlorite de soude en excès, ou en faisant passer un courant de chlore dans l'hydrate ou le carbonate de protoxyde en suspension dans l'eau.

Il existe un *oxyde de cobalt intermédiaire* (*deutoxyde* de quelques auteurs) d'un vert olive sale. Les acides forts le changent en protoxyde. Il est analogue à l'*oxyde de fer magnétique*. Sa composition est  $\text{CoO} + \text{C}^2\text{O}^3$ .

L. Gmelin suppose la formation d'un peroxyde de cobalt jouant le rôle d'acide, en exposant à l'air l'hydrate de pro-

toxyde tenu en suspension dans l'ammoniaque. La liqueur se colore en brun. Cet acide cobaltique serait composé de  $\text{Co O}^3$ .

### *Composés sulfurés.*

Il y a autant de sulfures qu'il y a d'oxydes.

1° *Protosulfure*. Il est d'un jaune bronzé ; il est fusible. L'acide chlorhydrique n'attaque le proto-sulfure de cobalt qu'à l'état pulvérulent.

*Composition*.  $\text{Co S}$ , analogue à celle du protoxyde ( $\text{Co O}$ ).

On l'obtient en chauffant le sulfate de cobalt avec du charbon, ou en décomposant l'arséniure par un sulfure alcalin.

2° *Persulfure*. Il est d'un gris foncé. Soumis à la chaleur rouge, il passe à l'état de protosulfure.

*Composition*.  $\text{Co}^2\text{S}^3$ , analogue à celle du peroxyde ( $\text{Co}^2\text{O}^3$ ).

On l'obtient en chauffant du peroxyde de cobalt dans de l'hydrogène sulfuré. Il faut avoir soin de ne pas élever la température jusqu'au rouge.

Le sélénium forme des composés analogues aux sulfures.

Le phosphore et l'arsenic forment, avec le cobalt, des composés peu stables.

### *Composés chlorés.*

Le chlorure de cobalt le plus important est celui qui correspond au protoxyde.

*Chlorure de cobalt*. A l'état anhydre, il est blanc ; hydraté, il est couleur de rose. Il est volatil, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. La dissolution aqueuse, faite à chaud, laisse déposer, par le refroidissement, de petits cristaux prismatiques d'un rouge rubis, inaltérables à l'air lorsque le chlorure est très-pur, déliquescents, lorsque le chlorure contient du fer et du nickel. On employait autrefois ce chlorure impur comme *encre sympathique*. Les lettres tracées sur du papier avec une dissolution de chlorure de cobalt, deviennent bleues par une légère élévation de température ; elles deviennent vertes si le chlo-

rure contient du fer et du nickel, ce qui a presque toujours lieu. Le chlorure de fer ou de nickel seul donne une coloration jaune. Ainsi, le *bleu* et le *jaune réunis* donnent du *vert*.

*Composition.*  $\text{Co Cl}$  ou  $\text{Co Cl'}$ .

On prépare le chlorure de cobalt en traitant le protoxyde par l'acide chlorhydrique. Les anciens chimistes le préparaient avec l'eau régale.

Le *brôme*, l'*iode* et le *fluor* se comportent à peu près comme le chlore.

### *Sels de cobalt.*

*Caractères généraux.* Les sels de cobalt sont colorés en rose. Leurs dissolutions deviennent bleues à la température de l'ébullition.

1° Les alcalis produisent, dans les sels de cobalt, un précipité bleu qui, exposé à l'air, passe au vert, et finit par devenir noir. L'ammoniaque dissout le précipité bleu, et donne naissance à une belle coloration rose. Il se forme un sel double à base d'ammoniaque et de protoxyde de cobalt.

2° L'acide sulfhydrique ne précipite pas les dissolutions acides. Si la dissolution est neutre, le précipité est incomplet.

3° Les sulfures alcalins produisent un précipité noir.

4° Le cyanoferrure donne un précipité vert grisâtre.

5° Les arséniates alcalins forment un précipité couleur de fleur de pêcher.

9° Les phosphates précipitent les sels de cobalt en bleu violacé.

Aucun métal ne précipite le cobalt de ses dissolutions.

Le phosphate, l'arséniate, l'oxyde de cobalt, chauffés au rouge avec un excès d'alumine hydratée, donnent une poussière bleue (*bleu de Thénard*).

Chauffés au chalumeau avec du borax, les sels de cobalt donnent un vert d'un bleu très-riche. Une trace de cobalt colore la porcelaine ou la poterie en bleu.

*Étude des espèces.*

*Sulfate.* Il cristallise en prismes rhomboïdaux, contenant 6 éq. d'eau. Il est soluble dans 24 parties d'eau froide. Il supporte la chaleur rouge sans se décomposer. Le charbon le réduit partiellement en sulfure. Il peut se combiner avec les sulfates de potasse, de soude et d'ammoniaque, pour former des sels doubles.

*Composition.*  $\text{CoO}, \text{SO}^3 = 1$  équiv. de sulfate de cobalt anhydre.

*Phosphate.* Il est d'un bleu violacé, insoluble dans l'eau et soluble dans les acides. En mêlant ensemble 1 partie de phosphate de cobalt humide (récemment précipité) avec 8 parties d'alumine en gelée, et en chauffant le mélange dans un creuset, jusqu'au rouge cerise, on obtient un produit d'un beau bleu (*bleu de Thénard*).

*Arséniate.* Récemment précipité, il est d'une belle couleur fleur de pêcher. Il conserve cette couleur, même après la calcination. Chauffé avec l'alumine et un peu d'oxyde rouge de mercure, il donne, comme le phosphate, du bleu de Thénard.

*Azotate.* Il cristallise en petits prismes rouges, déliquescents et très-solubles dans l'eau. Par la calcination, il donne de l'oxyde de cobalt pur. *L'azotate double d'ammoniaque et de cobalt* cristallise en trémies. Il est d'un beau rose et inaltérable à l'air.

## NICKEL.

**ÉTYMOLOGIE.** Le nom que porte ce métal vient de *Kupfernickel*, nom du minéral dont ... extrait le nickel.

*Propriétés physiques.* Le nickel est blanc, légèrement grisâtre, dur, et aussi ductile que l'argent. Il est malléable et susceptible de prendre le poli. Sa cassure est crochue. La densité du nickel fondu est 4,46; celle du nickel écroui est 8,882. Le

nickel est un peu plus difficile à fondre que le fer. Après le fer, c'est le métal le plus magnétique. La puissance magnétique du nickel est à celle du fer comme 35 : 55 (Lampadius).

*Propriétés chimiques.* Le nickel ne s'altère pas à l'air et conserve son poli à la température ordinaire. Il mérite, sous ce rapport, d'être placé à côté de l'argent, du platine et de l'or. Porté à la chaleur rouge, il se recouvre peu à peu d'une légère pellicule grisâtre, attirable par l'aimant. Cette pellicule paraît être un mélange d'oxyde et de métal. Chauffé au rouge, il décompose l'eau, mais moins rapidement que le fer. Il se dissout très-bien dans les acides qui l'oxydent, soit à leurs dépens, soit aux dépens de l'eau décomposée. Il se combine avec le carbone à une température élevée. Il se combine directement à froid avec le chlore gazeux, et à chaud avec le soufre, le sélénium, l'arsenic et le phosphore. Il peut s'allier avec la plupart des métaux, et produire des alliages ductiles. Du reste, il partage beaucoup de ses propriétés avec le cobalt.

*État.* Le nickel se rencontre dans la nature en assez petite quantité; il est le plus souvent accompagné de cobalt, de fer, de cuivre, d'arsenic et de soufre. Les *aérolithes*, le *chrysopras*, le *cobalt-speis*, contiennent des quantités notables de nickel. Voici les principaux minerais de nickel :

1° *Kupfernickel*. C'est un arsénium de nickel contenant du fer, et quelquefois du cobalt et de l'antimoine. Il est rougeâtre, approchant du rouge de cuivre, ce qui lui a valu le nom allemand de *Kupfernickel*, qui signifie littéralement *cuivre-nickel*. Il répand une odeur d'ail par le choc du briquet. On en trouve à Allemont (Isère), à Zinkvand (Hongrie), à Schneeberg (Saxe) et aux États-Unis.

2° *Nickelspeisglanzerz* (antimonio-sulfure). Ce minéral est d'un gris blanc métallique, éclatant, souvent un peu rosé. Il se compose de nickel, d'antimoine, de soufre et quelquefois d'arsenic. On le rencontre à Landsborn, dans le pays de Siegen, et à Treusbourg, dans le comté de Sain.

3° *Nickel gris* (arsénio-sulfure). Il ressemble par son aspect au minéral précédent. Il est analogue au mispickel, et se compose de 1 éq. d'arséniure et de 1 éq. de bisulfure de nickel.

4° *Sulfure*. Il correspond au protoxyde. Il existe sous forme de cristaux capillaires d'un jaune de bronze, un peu flexibles. On le rencontre en Bohême et en Saxe. Il est très-rare.

5° *Silicate* (*pimélite*). Il est d'un vert pomme, en masses tendres et douces au toucher. Il est accompagné de *chrysoprase*, qui n'est autre chose que du quartz coloré par un peu d'oxyde de nickel. On le trouve à Fürstemberg en Silésie.

Le nickel existe en quantités assez notables dans un produit d'arts, appelé *speiss*, qui s'amasse au fond des creusets dans lesquels on prépare le *smalt* ou bleu de cobalt.

*Préparation*. Le nickel s'extract du *speiss*, de la manière suivante. On grille le *speiss* réduit en poudre et mêlé avec de la poussière de charbon, afin d'en expulser tout l'arsenic qu'il peut contenir. On traite ensuite la matière par l'acide azotique qui dissout le nickel, le cobalt, le fer, l'acide arsénieux et l'acide arsénique. On ajoute à la liqueur un peu d'acide chlorhydrique, et l'on y fait passer un courant d'hydrogène sulfuré : tout l'arsenic se précipite ; le nickel, le cobalt et le fer seuls ne sont pas précipités. On élimine, par la chaleur, l'excès d'hydrogène sulfuré. On verse dans la liqueur du carbonate de soude, qui précipite l'oxyde de fer, le carbonate de cobalt et le nickel. Enfin on verse de l'acétate de plomb dans la liqueur, pour précipiter l'arsenic à l'état d'arséniate de plomb. On enlève, au moyen de l'hydrogène sulfuré, l'excès d'acétate de plomb employé ; on filtre et l'on verse dans la liqueur filtrée un alcali qui précipite le nickel à l'état d'hydrate d'oxyde.—On obtient également l'oxyde de nickel, en faisant fondre le minéral de nickel avec du sulfure de potassium ; en traitant le sulfure de nickel par l'acide chlorhydrique, et en précipitant le solutum de chlorure de nickel par un alcali. L'oxyde de nickel ferrugineux et cobaltifère, obtenu par l'un ou par l'autre procédé, est traité par une dissolution d'acide oxa-

lique, qui donne de l'oxalate de fer soluble et des oxalates de nickel et de cobalt insolubles. En traitant les deux oxalates insolubles par l'ammoniaque, l'oxyde de nickel se dépose lentement (au bout de 10 ou 15 jours) sous forme de flocons verts, et le cobalt reste en dissolution. L'oxalate de nickel calciné avec du charbon, donne du nickel métallique. Le nickel obtenu par un courant d'hydrogène, à une température élevée, est pulvérulent et pyrophorique.

*Historique.* Le nickel a été découvert, en 1751, par Cronstedt, célèbre minéralogiste suédois. Bergmann en étudia les principales propriétés; mais ce ne fut que vers le commencement du XIX<sup>e</sup> siècle que Richter obtint le nickel à l'état de pureté, pour en mieux examiner toutes les propriétés.

*Composés oxygénés.*

Il existe deux oxydes de nickel :

1° *Le protoxyde.* À l'état sec (*anhydre*), il est pulvérulent et d'un gris verdâtre. Il se réduit dans des creusets d'argile à une haute température, sans l'intervention d'aucun corps combustible. À l'état d'*hydrate*, il est d'un vert pomme; il perd son eau par l'action de la chaleur. Il est soluble dans les acides et insoluble dans les alcalis, excepté dans l'ammoniaque. C'est le seul oxyde de nickel qui joue le rôle de base. Il colore en bleu pourpre les verres de potasse, et en brun les verres de soude (*Hargost*). Il communique au bleu de cobalt une teinte pourpre agréable (*Engelhart*).

*Composition.* NiO = 369, 675 (Ni)

100 (O)

---

469, 675 = NiO.

On l'obtient en calcinant l'azotate, ou en précipitant un sel de nickel par la potasse ou par la soude.

2° *Le peroxyde* est pulvérulent, noir, et se change en protoxyde à la température blanche. On le rencontre dans la nature, à l'état impur, sous le nom de *noir de nickel* (*Nickel-*



*schwärze*). Les oxacides le dissolvent avec dégagement d'oxygène, et l'acide chlorhydrique le dissout avec dégagement de chlore.

*Composition.*  $\text{Ni}^2\text{O}^3$ , analogue aux peroxydes de fer et de cobalt.

On l'obtient, soit en calcinant l'azotate à une chaleur convenable, soit en faisant passer un courant de chlore dans de l'eau, tenant du protoxyde de nickel en suspension.

On obtient, à l'aide de l'eau oxygénée, un troisième oxyde, plus oxygéné que le peroxyde, et d'un vert clair. Sa composition est incertaine.

Enfin, il existe probablement un oxyde intermédiaire entre le protoxyde et le peroxyde, et analogue, par sa composition, à l'oxyde de fer magnétique.

### *Composés sulfurés.*

Les sulfures correspondent aux chlorures et aux oxydes. Le plus important est celui qui correspond au protoxyde.

*Sulfure de nickel.* Il est d'un jaune bronzé, semblable à la pyrite de fer. Il fond à la chaleur blanche.

*Composition.*  $\text{Ni S}$ .

On l'obtient en réduisant le sulfate de nickel au moyen du charbon ou en faisant fondre l'oxyde de nickel avec un persulfure alcalin. On le rencontre dans la nature sous le nom de *Haar-Kies*.

Le sulfure obtenu par voie de précipitation est hydraté et noir. Il est fusible et soluble dans l'eau pure, et surtout dans les dissolutions de sulfures alcalins.

Le *phosphore* et l'*arsenic* produisent des composés analogues. Il existe dans la nature plusieurs espèces d'arséniures de nickel qu'on transforme aisément en sulfures en les fondant avec un persulfure alcalin.

Le carbone, en se combinant avec le nickel, altère essentiellement les propriétés de ce métal. Il le rend cassant, friable et lui communique une couleur blanche comme

celle de la fonte. C'est pour cette raison qu'il ne faut jamais réduire l'oxyde de nickel avec du charbon en excès.

### *Composés chlorés.*

Les chlorures correspondent aux oxydes. Le protochlorure est le seul chlorure qui ait quelque importance.

*Chlorure de nickel.* A l'état *anhydre* il est jaune ; *hydraté*, il est vert. Il est volatil et se dépose sous forme de paillettes nacrées d'un jaune d'or. Il communique à la flamme de l'alcool une teinte bleuâtre. Il se convertit, par le grillage, en peroxyde et en chlore.

*Composition.* Ni Cl ou Ni Cl<sup>P</sup>.

On l'obtient en chauffant, à une température convenable, l'oxyde de nickel avec du sel ammoniac.

*Bromure.* Il est tout-à-fait analogue au chlorure. Il est volatil et sous forme de paillettes jaunâtres. Il est soluble dans l'eau et dans l'alcool.

*Composition.* Ni Br ou Ni Br<sup>P</sup>.

Le *fluor* et l'*iode* se comportent à peu près comme le chlore et le brôme.

### *Alliages.*

L'*or* et le *platine* donnent, avec le nickel, des alliages ductiles et *magnétiques*. La moindre addition de cuivre détruit la propriété magnétique du nickel. Le *fer* donne un alliage blanc, ductile, tant que le nickel ne dépasse pas certaines proportions. L'alliage de zinc et de nickel est connu depuis longtemps des Chinois.

On obtient, avec parties égales de nickel et de zinc, et avec un tiers de cuivre, un alliage qui ressemble à l'argent et qui est connu sous les noms de *Pack-fong*, d'*Argentan*, de *Melchior*, de *Weisskupfer* (cuivre blanc), et de *Neusilber* (nouvel argent). Il est blanc comme l'argent, très-ductile et doué d'une belle sonorité. On en fabrique des couverts, des théières, etc. Il doit être proscrit partout où il pourrait être exposé au contact d'un acide.

*Sels de nickel.*

*Caractères généraux.* Ils sont colorés en vert , et affectent une cristallisation prismatique. Cette couleur verte est assez stable , probablement parce que le peroxyde ne se combine point avec les acides. Chauffés et rendus anhydres les sels de nickel deviennent d'un *jaune fauve*. Ils ont une saveur un peu sucrée , suivie d'un arrière-goût astringent , styptique. Les sels de nickel ont une réaction acide , comme les sels de cobalt et de fer.

1° Les alcalis les précipitent en vert. Un excès d'ammoniaque redissout le précipité et la dissolution devient d'un beau bleu céleste , semblable à la dissolution que produit l'ammoniaque dans un sel de cuivre.

L'ammoniaque offre le moyen de séparer le nickel du fer et de beaucoup d'autres métaux , dont les oxydes sont insolubles dans un excès d'ammoniaque.

2° L'acide sulfhydrique donne un précipité noir , si la dissolution est complètement neutre. Le précipité ne se manifeste pas , si la dissolution est tant soit peu acide.

3° Les sulfures alcalins y forment un précipité noir légèrement soluble dans un excès de précipitant.

4° Le cyanoferrure précipite les sels de nickel en vert clair.

5° Les phosphates et les arséniates alcalins y donnent un précipité vert.

6° Les succinates et les benzoates n'y donnent point de précipité.

7° L'acide oxalique les précipite en vert sale. Le précipité se forme lentement. Aucun métal ne précipite le nickel de ses dissolutions.

Les sels de nickel peuvent former des sels doubles solubles avec les sels alcalins et notamment avec les sels ammoniacaux. Aussi en ajoutant à un sel de nickel soluble pur , une certaine quantité de sel ammoniac , l'ammoniaque n'y produit plus de précipité.

L'oxyde de nickel est isomorphe avec les oxydes de fer, de cobalt, de manganèse, etc.; c'est ce qui rend souvent très-difficile l'analyse de ces corps.

### *Espèces.*

*Sulfate.* Il cristallise en prismes hexaédres d'un beau vert émeraude. Calciné, il perd sa couleur, devient d'un jaune paille et ne perd qu'une partie de son acide. Chauffé avec du charbon, il se convertit partiellement en sulfure.

*Arséniate.* Préparé par la voie humide, il est gélatineux et d'un vert clair. Il se dissout dans les acides sulfurique, azotique, chlorhydrique et dans l'ammoniaque. Il se réduit facilement par cémentation. Dans cette action il se produit un arsénium; le quart de l'arsenic se volatilise.

*Azotate.* Il cristallise en prismes octogones d'un vert bleuâtre, déliquescents et très-solubles dans l'eau.

*Carbonate.* Il est toujours hydraté. Il est floconneux et d'un blanc verdâtre. L'ammoniaque le dissout.

### ZINC.

ÉTYMOLOGIE. Zinc dérive de *sinn*, nom germanique de l'étain; car, la fusibilité et l'oxydabilité du zinc avaient fait autrefois confondre ce métal avec l'étain.

*Propriétés physiques.* Le zinc est d'un blanc bleuâtre, brillant, d'une texture cristalline, à grandes lames. Fondu et refroidi lentement, il cristallise en pyramides à quatre ou à six faces. Il est un peu moins mou que le plomb et l'étain. Il graisse la lime. Il est très-dilatable. Sa dilatabilité linéaire est  $\frac{1}{34}$  pour l'intervalle compris entre 0° et 100°. C'est pourquoi les barres de zinc ou les toits couverts de ce métal se gercent facilement, et finissent par se briser sous l'influence des variations brusques de la température. Pour remédier à cet inconvénient, il faut, autant qu'il est possible, ne point contrarier ce métal dans ses mouvements alternatifs de dilatation et de resserrement. A la température ordinaire, il ne

se laisse pas travailler au marteau. A la température de  $150^{\circ}$ , il devient ductile, il se laisse réduire en fils assez minces en même temps qu'il devient malléable. A une température plus élevée encore, il perd de nouveau sa ductibilité et sa malléabilité, de manière que vers  $250^{\circ}$  ou  $300$ , ou un peu au-dessous de la température à laquelle il fond, il devient très-cassant et pour ainsi dire pulvérisable. A la température de  $360^{\circ}$  il fond. Au delà de cette température il se volatilise. C'est ce qui permet de séparer, par la distillation, le zinc des autres métaux. Le poids spécifique du zinc liquide (fondu), est 6, 8. Refroidi, il s'aplatit sous le marteau et en perdant sa texture cristalline il augmente de densité : celle-ci est alors 7, 2.

Des lames minces de zinc, sous lesquelles on place une lampe à l'alcool, font entendre une série de sons qui deviennent très-distincts par le refroidissement brusque de ces lames au moyen d'un mélange réfrigérant. Ce sont des vibrations transversales, semblables à celles que produirait sur ces lames un archet de violon. Les autres métaux n'offrent rien de semblable (1).

*Zinc du commerce.* Ce zinc n'est jamais parfaitement pur. Les substances étrangères qu'il peut renfermer sont : le fer, le cuivre, le plomb, l'étain, le cadmium, le soufre, l'arsenic et le carbone. Il n'existe aucun moyen simple de purifier le zinc ; car, quoi qu'on fasse, la distillation entraîne toujours une certaine quantité des substances étrangères que nous venons de signaler.

Voici les résultats que donne l'analyse des zincs du commerce réputés les plus purs :

*Zinc d'Iserlhöhe, de Silésie, de Chine.*

fer 0,0035 — 0,0028 — 0,0150

plomb 0,0030 — 0,0047 — 0,0080

plombagine . . . . . — 0,0004 — des traces.

Le zinc de Iserlhöhe est de médiocre qualité. Celui de Silésie est dur et difficile à laminier ; il contient toujours du

(1) Strehlke, sur la sonorité du zinc (*Annal. de Pogg.* XLIX, p. 405).

cadmium. Le zinc de Chine est inférieur à tous les zincs de l'Europe.

Ce qu'il y a de remarquable dans la purification du zinc, par la distillation, c'est que le zinc le plus pur est (contrairement à ce que l'on pourrait penser) celui qui se trouve condensé le plus près du foyer, tandis que celui qui se condense dans la partie du tuyau la plus éloignée, est moins pur et mêlé de beaucoup de substances étrangères.

*Propriétés chimiques.* Le zinc fondu et projeté dans l'air brûle avec une flamme d'un jaune verdâtre, accompagnée d'épaisses vapeurs blanches. Ces vapeurs sont de l'oxyde de zinc qui se dépose sous forme de houppes soyeuses d'un très-beau blanc; de là les noms de *fleurs de zinc*, *nihil album*, *laine des philosophes*, etc. (1). Exposé à l'air sec et exempt d'acide carbonique, le zinc ne s'altère pas et n'absorbe point d'oxygène. A l'air humide et complètement privé d'acide carbonique, il ne s'oxyde pas davantage; mais à l'air humide ordinaire (contenant de l'acide carbonique), le zinc se recouvre bientôt, à sa surface, d'une pellicule grisâtre d'oxyde. Cette couche d'oxyde s'oppose à l'oxydation ultérieure des couches de zinc subjacentes. Le zinc s'oxyde rapidement dans l'eau, avec dégagement d'hydrogène (décomposition de l'eau). A la température de la fusion, l'action décomposante est si vive qu'il y a explosion.

*Actions des acides.* Tous les acides minéraux et même les acides organiques les plus faibles attaquent le zinc.

*a. Oxacides.* Si les éléments de l'acide sont peu stables, le zinc s'oxyde aux dépens de l'oxygène de l'acide qui se décompose. L'acide azotique est dans ce cas. L'action a lieu à froid et avec une grande violence, lorsque l'acide est convenablement étendu d'eau. Il y a formation d'azotate d'ammoniaque (l'azote est fourni par l'acide, et l'hydrogène par

---

(1) Ces vapeurs laissent dans la bouche un goût sucré, du reste sans danger pour la santé.

l'eau) mêlé d'azotate de zinc. Si les éléments de l'acide sont, au contraire, fortement unis, le zinc s'oxyde aux dépens de l'oxygène de l'eau qui se décompose. Dans ce cas, il y a dégagement d'hydrogène. Telle est l'action de l'acide sulfurique étendu. L'acide sulfurique concentré n'attaque le zinc qu'à chaud, avec dégagement d'acide sulfureux, ce qui indique la décomposition de l'acide sulfurique.

*b. Hydracides.* Dans ce cas, ce n'est jamais l'eau qui se décompose. L'acide seul se décompose; son radical s'unit directement au zinc, et l'hydrogène se dégage. Telle est l'action de l'acide chlorhydrique.

Le soufre se combine directement avec le zinc, par la voie sèche. Les persulfures alcalins, chauffés avec le zinc, donnent naissance à du sulfure de zinc; cette combinaison est accompagnée d'une détonation violente. Le zinc, préalablement chauffé, s'enflamme dans le chlore gazeux. Le gaz acide chlorhydrique est décomposé avec détonation par le zinc; il se produit un chlorure de zinc et de l'hydrogène. La potasse caustique et l'ammoniaque dissolvent le zinc avec dégagement d'hydrogène. Dans cette action, l'eau est décomposée, et l'oxyde de zinc qui se produit se dissout dans les alcalis employés.

La grande oxydabilité du zinc rend ce métal propre à être employé comme moyen réductif par la *voie sèche* et par la *voie humide*. Le zinc précipite presque tous les métaux (à l'état métallique) de leurs combinaisons avec les acides. Il est toutefois nécessaire pour cela que les dissolutions soient bien neutres.

*Etat.* Les principales espèces minérales du genre *zinc* sont :

1° *L'oxyde terreux.* Il est très-rare dans la nature; d'ailleurs, exposé à l'air, il se combine avec de l'acide carbonique.

2° *L'oxyde manganésifère (brucite)*, espèce découverte par Bruce dans la province de New-Jersey (États-Unis). La bru-

cite, vue en masse, a une couleur rouge desang ; en poussière, elle est d'un beau rouge orangé. Elle est disséminée en grains amorphes dans la gangue. L'acier la raie facilement.

Elle est composée de 0, 88 oxyde de zinc,  
 0, 12 oxyde de manganèse.  


---

 1, 00

3° L'aluminate de zinc (*spinelles zincifère, gahnite, automalite*), cristallisé en octaèdres réguliers, se trouve à Fahlun, en Suède, et dans la province de New-Jersey. Il est d'un vert grisâtre foncé et raie le quartz. Il se compose de 0, 2425 oxyde de zinc,  
 0, 6000 alumine,  
 0, 0925 oxyde de fer,  
 0, 0875 silice (Eckeberg).

4° Le sulfure de zinc (*blende*). Ce minéral n'est pas rare, et se rencontre dans presque tous les terrains. On en trouve à Vienne (Isère), à Bagnères de Luchon, à l'Argentière (Ardèche), à Cogolin (Var), à Candado (Amérique méridionale). Sa couleur varie depuis le jaune et le vert, jusqu'au brun et au noir. Il est dur et fragile. Il accompagne presque toujours d'autres sulfures métalliques, et particulièrement les sulfures de fer, de cuivre et de cadmium.

5° *Silicate hydreux (calamine électrique)*. Il accompagne souvent le carbonate de zinc anhydre.

Ce minéral est d'un blanc grisâtre, quelquefois transparent et incolore. Exposé à la chaleur, il devient fortement électrique. On en trouve à New-Jersey (Keating), près de Limbourg entre Liège et Aix-la-Chapelle (silicate anhydre de la Vieille-Montagne), à Brigau, à Tunis, en Sibérie, dans les monts Ourals, etc.

*Préparation.* Les minerais de zinc le plus ordinairement employés sont la *calamine* et la *blende*. On calcine la calamine pour en chasser l'acide carbonique. Cette calcination préala-



ble n'est point absolument nécessaire. Pour la blende, le grillage ou la calcination est absolument nécessaire. Par là, on chasse le soufre en transformant le sulfure en oxyde de zinc qu'on traite ensuite comme la calamine. Après avoir calciné les minerais, on les réduit en poudre impalpable, et après les avoir mêlés avec de la poussière de charbon, on les expose, dans des tuyaux de terre, à la température blanche. L'oxyde de zinc se réduit et le métal se volatilise pour venir se condenser dans des tuyaux disposés en guise de récipients; on a pour résidu de la silice, du fer, du plomb et d'autres substances non volatiles. Lorsqu'on traite, dans les hauts fourneaux, des minerais de fer riches en oxyde ou en sulfure de zinc, tout le zinc n'est pas entraîné par les gaz et les autres matières volatiles: une grande partie se dépose sur les parois de la cheminée du fourneau. Le dépôt devient quelquefois si considérable qu'il finirait par obstruer le fourneau si l'on n'avait pas soin de le détacher de temps en temps avec des ringards. Ces dépôts, connus depuis la plus haute antiquité, portent le nom de *cadmies*. Ils sont plus riches en zinc que les meilleurs minerais.

*Historique.* Le zinc métallique était autrefois importé de la Chine en Europe. Ce n'est que vers le milieu du siècle dernier, que les Européens l'ont retiré de la *calaminé*, minéral depuis longtemps connu des anciens.

### *Oxydes de zinc.*

On connaît deux oxydes de zinc :

1° Le protoxyde de zinc. C'est le plus important. 2° Le peroxyde, formé par l'eau oxygénée. Il est sans importance.

Le troisième oxyde, admis par Berzélius, est appelé *sous-oxyde*. Ce n'est point un véritable oxyde; c'est un mélange de protoxyde et de zinc métallique.

*Protoxyde.*

SYNONYMES. *Fleurs de zinc, nihil album, lana philosophica, pompholix.*

*Propriétés physiques et chimiques.* Il est blanc, pulvérulent, doux au toucher, inodore, insipide et insoluble dans l'eau. Il est infusible et complètement fixe. Lorsqu'on brûle le zinc à l'air, cet oxyde se répand sous la forme d'une espèce de neige; mais ce n'est pas là une véritable volatilisation, c'est un simple déplacement mécanique : l'oxyde est entraîné, comme le noir de fumée, par des courants d'air. Chauffé à une température élevée, il devient d'un beau jaune. Il redevient blanc à mesure qu'il se refroidit. Récemment préparé, il est phosphorescent et luit, pendant quelque temps, dans l'obscurité. A l'état d'hydrate, obtenu par voie de précipitation, il est gélatineux et se combine facilement avec les acides pour former des sels. Il est soluble dans les alcalis caustiques. Chauffé au chalumeau avec de l'azotate de cobalt, il donne une matière verte; il absorbe l'acide carbonique de l'air pour se transformer en carbonate.

*Composition.* La quantité de zinc, qui se combine avec 100 d'oxygène est, 403,226 (Zn),

100

---

303,226 = ZnO = 1 équiv. d'oxyde de zinc.

*Préparation.* On obtient l'oxyde de zinc directement en brûlant le zinc à l'air. On l'obtient encore au moyen de la calcination de l'azotate de zinc. Dans ce cas, il est *anhydre*. Lorsqu'on précipite un sel de zinc par la potasse ou par l'ammoniaque, on a de l'oxyde de zinc hydraté qui se dissout dans un excès d'alcali.

On trouve de l'oxyde de zinc dans les fentes des tuyaux servant à la préparation du zinc.

*Usages.* L'oxyde de zinc est souvent employé en médecine

comme anti-spasmodique dans le traitement des maladies nerveuses. Mêlé avec parties égales de valériane et de jusquiame, il constitue les pilules de Méglin.

*Sulfure de zinc (blende).*

Le sulfure obtenu par voie de double décomposition se présente sous forme de poussière blanche, fixe et inaltérable au feu, comme l'oxyde de zinc. Il se grille très-facilement, et si l'on continue à le brûler au contact de l'air, on a pour résidu de l'oxyde de zinc. Le sulfure, à l'état natif, est d'un jaune de soufre. Il forme des cristaux transparents, clivables en tétraèdres, en octaèdres et en dodécaèdres. Il devient phosphorescent par la chaleur et par le frottement. Il peut se combiner avec presque tous les sulfures métalliques. Ces combinaisons sont très-stables et peu fusibles.

*Composition.*  $\text{ZnS} = 403,226 \text{ (Zn)},$   
 $201,161 \text{ (S)},$   


---

 $604,387 = 1 \text{ équival. de sulfure de}$   
 zinc.

*Préparation.* Le soufre et le zinc s'unissent l'un à l'autre à l'état de vapeur. Lorsqu'on chauffe un mélange de cinabre et de grenaille de zinc, il se produit une violente détonation accompagnant la formation du sulfure de zinc. Le meilleur procédé consiste à calciner le sulfate de zinc anhydre dans un creuset brasqué. Le sulfure qu'on obtient est mêlé d'un peu d'oxyde de zinc qu'on enlève par l'acide chlorhydrique.

Le sélénium de zinc est analogue au sulfure.

*Chlorure de zinc.*

A l'état anhydre, il se présente sous la forme d'une masse grisâtre, demi-transparente qui fond un peu au delà de  $100^{\circ}$  et se volatilise à la chaleur rouge. Il attire fortement l'humidité de l'air et tombe en déliquium. Ce chlorure liquide bout à

une température très-élevée, et laisse déposer du chlorure de zinc hydraté, d'un aspect granuleux et cristallin.

*Composition.*  $\text{ZnCl}$  ou  $\text{ZnCl}^2$ . Il se compose, en centièmes, de

|        |           |
|--------|-----------|
| 47, 63 | de zinc   |
| 52, 37 | de chlore |

*Préparation.* On obtient le chlorure de zinc directement soit en brûlant le zinc dans du chlore, soit en traitant le métal par de l'acide chlorhydrique.

*Bromure.* Il ressemble tout à fait au chlorure de zinc. Il est également très-déliquescent et volatil.

*Iodure.* Il est tout à fait analogue au chlorure et au bromure. Par condensation de ses vapeurs il cristallise en prismes quadrangulaires aciculaires.

### *Alliages.*

Le zinc forme des alliages importants avec l'étain et le cuivre. (Voy. *Etain et Cuivre.*)

*Plomb.* Le plomb et le zinc s'allient facilement ensemble. L'alliage composé de 0,45 de plomb et de 0,55 de zinc, a le même aspect que le zinc. On peut le réduire en feuilles minces, qui se brisent après deux ou trois plis.

*Argent.* L'alliage de zinc et d'argent est moins cassant que le précédent. Il est susceptible de se réduire en feuilles très-minces qui peuvent être pliées un grand nombre de fois sans se briser. Cet alliage abandonne le zinc par la calcination, entraînant une quantité notable d'argent; l'argent qui reste contient toujours du zinc. Cet alliage est composé de 0,80 d'argent et de 0,20 de zinc.

Les alliages que forme le zinc avec le fer et le nickel sont très-cassants. Ils n'ont aucune importance. Celui de zinc et de nickel est rouge et prend sous le brunissoir un très-beau poli.

*Sels de zinc.*

*Caractères généraux.* Les sels de zinc sont tous incolores ; ils ont une saveur astringente , métallique et excitent le vomissement.

1° La potasse , la soude , l'ammoniaque , précipitent les sels de zinc en blanc (oxyde de zinc hydraté). Le précipité est soluble dans un excès de potasse ou de soude ; il est surtout soluble dans l'ammoniaque.

2° L'acide sulfhydrique ne produit aucun précipité si le sel est un peu acide ; et même si le sel est parfaitement neutre, le précipité n'est qu'incomplet. Les sels de zinc dont les acides sont de nature organique , sont précipités par l'acide sulfhydrique.

3° Les sulfures alcalins précipitent les sels de zinc immédiatement en blanc (*sulfure de zinc*) ; le précipité est sensiblement soluble dans un excès de sulfure alcalin , et dans l'acide chlorhydrique concentré.

4° Le cyanoferrure de potassium les précipite en blanc (*cyanoferrure de zinc*) ; le précipité est insoluble dans un excès de précipitant.

5° Le cyanoferride de potassium donne un précipité *jaune* (*cyanoferride de zinc*). *C'est le seul précipité de zinc qui soit coloré.* Tous les autres précipités sont blancs.

Calcinés avec l'azotate de cobalt , les sels de zinc donnent un produit vert. Le zinc n'est précipité par aucun métal de ses dissolutions.

*Séparation des sels de zinc et des sels de fer.*

Le sulfate, l'azotate, etc. de zinc , contiennent presque toujours une quantité plus ou moins notable de sulfate, d'azotate, etc. de fer. Le fer existe dans le sulfate de zinc à l'état de sulfate de protoxyde de fer isomorphe avec le sulfate de protoxyde d'oxyde de zinc ; tant que le fer est au minimum d'oxydation, il n'y a pas moyen de le séparer du zinc. Or, comme le

zinc ne suroxyde pas dans les mêmes circonstances dans lesquelles le fer se suroxyde, et que le peroxyde de fer n'est plus isomorphe avec l'oxyde de zinc, il est facile d'en obtenir la séparation. À cet effet, on traite par la potasse une dissolution de sulfate de zinc ferrugineux; on obtient un précipité d'oxyde de zinc mêlé de protoxyde de fer, lequel ne tarde pas à se suroxyder. Un excès de potasse redissout l'oxyde de zinc, et laisse le peroxyde de fer intact. Ce même procédé est applicable à la purification des sels de zinc manganésifères.

### *Espèces.*

*Sulfate de zinc* (vitriol blanc, zinc vitriolé, couperose blanche). Ce sel cristallise absolument comme le sulfate de magnésie, en prismes à quatre pans, terminés par des pyramides à quatre faces, contenant 7 équivalents d'eau. Sa saveur est astringente, styptique. Il se dissout dans 4 parties d'eau froide. Soumis à l'action de la chaleur, il se fond dans son eau de cristallisation. À la chaleur rouge, il perd toute son eau; il se dégage de l'acide sulfurique anhydre, de l'acide sulfureux et de l'oxygène. Calciné avec du charbon, il se convertit partiellement en sulfure. Le sulfate de zinc n'est presque jamais pur; il contient du sulfate de fer isomorphe avec le sulfate de zinc.

*Composition.*  $\text{ZnO}, \text{SO}^3 = 503,226$  (ZnO)

501,161 ( $\text{SO}^3$ )

---

1004,387 = 1 équivalent de sulfate de zinc réel.

*Préparation.* La blende (sulfure de zinc) se convertit, par le grillage, en sulfate de zinc.

*Usages.* Le sulfate de zinc est quelquefois employé en médecine comme vomitif, et comme astringent dans des collyres, etc.

*Le séléniate de zinc* est isomorphe avec le sulfate, dont il a la composition.

*Carbonate de zinc.* Préparé par voie humide, il est blanc et gélatineux. Desséché il est grenu, blanc et léger comme de la farine. Il est très-peu soluble dans l'eau. Il est un peu plus soluble dans l'acide carbonique et dans les carbonates alcalins; il est très-soluble dans le carbonate d'ammoniaque. Le carbonate de zinc obtenu par double décomposition n'est jamais neutre. C'est un *carbonate basique hydraté*. Il se compose de 8 équivalents d'oxyde de zinc, de 3 équivalents d'acide carbonique et de 6 équivalents d'eau (Gay-Lussac).

Il existe dans la nature un *carbonate neutre anhydre*, qu'on n'est pas encore parvenu à préparer artificiellement. Ce carbonate est connu sous le nom de calamine. Il est d'un gris jaunâtre et demi-transparent. Lorsqu'il contient du cadmium, il s'entoure d'une auréole rouge orangé, au premier coup de feu auquel on l'expose. On le rencontre communément dans les roches calcaires des terrains secondaires.

#### CADMIUM.

ETYMOLOGIE. Le nom de cadmium vient de *cadmie* (voy. p. 454) substances dont on peut extraire le cadmium.

*Propriétés physiques.* Le cadmium a la couleur et l'éclat de l'étain; sa cassure est fibreuse. Le cadmium est susceptible de cristalliser en octaèdres réguliers. Fondu et refroidi lentement il présente à sa surface, comme l'antimoine, l'apparence de feuilles de fougère. Il est malléable et ductile, un peu moins mou que l'étain, et lorsqu'on le plie il fait entendre un bruit comme l'étain. Il tache la peau comme le plomb. Le poids spécifique du cadmium écroui est 8,69. Il est plus fusible et plus volatil que le zinc. Il fond bien au-dessous de la chaleur rouge et se volatilise environ vers 370°; ses vapeurs sont inodores.

*Propriétés chimiques.* Il est peu altérable à l'air. Il brûle à l'air avec une flamme jaune foncé en se transformant en

oxyde de cadmium. Les acides azotique et sulfurique l'attaquent et le dissolvent à froid, le dernier avec dégagement d'hydrogène. Il se combine directement avec le chlore, le soufre, le phosphore et l'arsenic. Il peut s'allier avec un grand nombre de métaux qui l'abandonnent à une température assez peu élevée.

*État.* On rencontre le cadmium à l'état de sulfure dans les blendes, et à l'état de carbonate dans les calamines. La blende de Przibran en Bohême, et la blende brune rayonnée contiennent de 2 à 3 p. 0/0 de sulfure de cadmium. C'est surtout dans les cadmies (produits de sublimation des minerais de zinc) qu'on trouve le cadmium.

*Préparation.* On traite la cadmie par l'acide chlorhydrique, et, après y avoir ajouté de l'eau, on fait passer dans la dissolution un courant d'acide sulfhydrique. Le précipité qui se forme dès le commencement peut contenir du cuivre, et le précipité qui se fait vers la fin de l'opération peut renfermer du zinc. Pour avoir le cadmium pur, on fractionne le précipité, de manière à ne conserver que la portion qui s'est déposée entre le premier et le dernier dépôt. Pour séparer le cadmium du cuivre ou du zinc, on redissout le précipité (sulfure) par l'eau régale, et l'on traite la dissolution par du carbonate d'ammoniaque dont un excès redissout le zinc et le cuivre, et laisse le cadmium (oxyde de cadmium) intact. Il est ensuite facile de réduire l'oxyde de cadmium au moyen du charbon. Comme le cadmium est très-volatil, on peut le recevoir dans des tuyaux ou dans des récipients, où il se condense sous forme cristalline.

*Historique.* Le cadmium a été découvert en 1818 par Hermann de Magdebourg, et presque en même temps par Stromeyer; voici à quelle occasion : la fabrique de produits chimiques de Schönebeck (Sibérie) avait livré au commerce du sulfate de zinc qui, traité par l'hydrogène sulfuré, donnait un précipité jaune, ce qui fit croire à la présence d'un composé arsénié. Hermann, directeur de cette fabrique, trouva



dans le précipité jaune un métal jusque-là inconnu, ayant de l'analogie avec le zinc. Stromeyer se mit à l'examiner avec plus de soin, et il donna à ce nouveau métal le nom de *cadmium*.

### *Alliages de cadmium.*

Le mercure s'amalgame facilement avec le cadmium. L'amalgame est dur, cassant, et susceptible de cristalliser en octaèdres. Il est d'un blanc d'argent.

Avec le cuivre le cadmium donne un alliage blanc, légèrement jaunâtre, très-aigre, dont la texture est lamelleuse.

En chauffant cet alliage, on en chasse le cadmium par voie de volatilisation.

### *Oxydes.*

L'oxyde de cadmium est coloré, tantôt en jaune clair, tantôt en jaune foncé, suivant son état d'agrégation; il est infusible et fixe. Il est très-facile à réduire. Insoluble dans les alcalis fixes, il se dissout facilement dans l'ammoniaque dont il est précipité par l'ébullition. Il est insoluble dans le carbonate d'ammoniaque. Mis sur les charbons ardents, il se réduit sous la forme d'une poudre jaune orangé.

L'hydrate d'oxyde est blanc et attire l'acide carbonique de l'air.

$$\begin{array}{rcl} \text{Composition. } \text{CdO} & = & 696,767 \text{ (Cd),} \\ & & 100 \text{ (O),} \\ \hline & & 796,767 = \text{CdO} = 1 \text{ éq. d'oxyde de} \\ & & \text{cadmium.} \end{array}$$

### *Chlorure de cadmium.*

Il est en masse nacrée, feuilletée; il est fusible et se volatilise sans s'altérer. Il est très-soluble dans l'eau où il peut cristalliser sous forme de petits prismes quadrangulaires.

*Composition.*  $\text{Cd Cl}$  ou  $\text{Cl Cl}^{\frac{1}{2}}$ .

Le *bromure* et l'*iodure* sont tout à fait analogues au *chlorure*.

*Caractères des sels de cadmium.*

Ils sont incolores, d'une saveur astringente, métallique. Ils sont, en général, solubles et cristallisables.

1° Les alcalis fixes y produisent un précipité blanc gélatineux (*oxyde hydraté*), insoluble dans un excès de précipitant.

2° L'ammoniaque donne le même précipité, mais il est soluble dans un excès d'ammoniaque.

3° Les carbonates alcalins y forment un précipité blanc (*carbonate*), insoluble dans un excès de précipitant.

4° Les sulfures alcalins et l'hydrogène sulfuré en précipitent du sulfure d'un beau jaune, insoluble dans un excès de précipitant, et soluble dans l'acide chlorhydrique concentré.

5° Le cyanoferrure de potassium précipite les sels de cadmium en blanc, et le cyanoferride en jaune; l'un et l'autre précipités sont insolubles dans l'acide chlorhydrique.

6° La noix de galle ne les trouble pas.

7° L'acide oxalique y donne un précipité blanc d'oxalate, soluble dans l'ammoniaque.

8° Le fer et le zinc précipitent le cadmium métallique sous forme de feuilles dendritiques.

L'acide tartrique, le sucre, la gomme et d'autres substances organiques s'opposent à la précipitation de l'oxyde de cadmium par la potasse ou par la soude.

**CUIVRE.**

ÉTYMOLOGIE. Le nom de cuivre, en allemand *Kupfer*, vient du latin *cuprum*, qui lui-même dérive de *Cypria*, épithète de *Venus*.

*Propriétés physiques.* Le cuivre est d'un beau rouge éclatant, cristallisable en cubes par la *voie humide*, et en rhom-

boîdes, par la *voie sèche*. Le titane présente seul une couleur analogue à celle du cuivre. Le cuivre est doué d'une saveur et d'une odeur particulières, qui deviennent sensibles par le frottement. Sa densité est 8,836. Il est très-ductile et malléable. Après le fer, c'est le plus tenace de tous les métaux ; un fil de 2 millimètres ne se rompt que sous un poids de 137,4 kilog. Pur, il est très-peu sonore ; allié avec l'étain, il acquiert une grande sonorité. C'est dans cet état qu'on l'emploie dans la fabrication des instruments à cordes, tels que pianos, harpes, etc. Il est assez mou, comparé au fer ; il est cependant plus dur que l'or et que l'argent. Un peu plus fusible que l'argent, il fond environ à 800° (27° Wedg). En se refroidissant, il roche quelquefois comme l'argent, ce qui tient peut-être, comme pour ce dernier métal, à l'absorption de l'oxygène en proportions indéfinies, à une température élevée. Il communique à la flamme une belle couleur verte, ce qui ne veut pas dire que le cuivre soit bien volatil ; car, maintenu longtemps à la température d'un four à porcelaine, il n'a perdu (dans une expérience faite à Sèvres par M. Berthier) que  $\frac{1}{33}$  de son poids. Le cuivre est donc très-peu volatil.

*Propriétés chimiques.* Le cuivre se conserve indéfiniment à l'air sec. A l'air humide, il se recouvre d'une couche verte (carbonate de cuivre hydraté) appelée *vert de gris*. Par l'effet du simple grillage, il se recouvre d'une pellicule grise (protoxyde) qui se détache par le choc (battitures), ou lorsqu'on plonge le cuivre dans l'eau (par l'effet de l'inégalité de dilatation des couches internes et des couches externes). Le cuivre, comme le mercure, dissout, pendant la fusion, une partie de son protoxyde, ce qui fait qu'il s'établit dans l'intérieur du lingot des points de solution de continuité, qui rendent le métal cassant. Aussi le cuivre du commerce est-il, en général, cassant. Pour lui rendre ses qualités premières, on le fait fondre avec du charbon, afin de réduire l'oxyde ; mais un autre inconvénient se présente : le cuivre se carbure, et le carbone, tout comme l'oxyde, établit dans

l'intérieur du métal des solutions de continuité. D'après cela, il est facile de concevoir combien le cuivre pur doit être difficile à préparer. Le cuivre ne décompose l'eau à aucune température, même sous l'influence des acides.

*Action des acides.* L'acide sulfurique étendu d'eau est sans action sur le cuivre. Concentré, il l'attaque à chaud : il se dégage de l'acide sulfureux et il se produit du sulfate de cuivre. Du reste, l'acide sulfurique concentré et bouillant, attaque non-seulement le cuivre, mais à peu près tous les métaux.

L'acide azotique jaune (très-concentré) n'attaque point le cuivre. En y ajoutant de l'eau, l'action a lieu aussitôt tumultueusement ; il se dégage des vapeurs rutilantes (gaz nitreux), si l'on opère au contact de l'air, et des vapeurs incolores (bioxyde d'azote), si l'on opère à l'abri du contact de l'air. Lorsque l'action est très-vive, on recueille un mélange de protoxyde et de bioxyde d'azote ; si l'action est, au contraire, lente, on n'obtient que du bioxyde d'azote. — L'eau régale dissout le cuivre rapidement (formation d'un chlorure). L'acide chlorhydrique n'attaque le cuivre qu'à l'état d'extrême division, tel qu'on l'obtient en le précipitant de ses dissolutions au moyen d'une lame de fer.

Les huiles grasses, à cause des acides qu'elles contiennent, oxydent le cuivre au contact de l'air comme les acides végétaux. La plupart des composés de cuivre sont vénéneux.

Il s'allie avec tous les métaux, excepté avec le fer et le plomb.

*État.* Le cuivre se rencontre, dans la nature, quelquefois à l'état natif, mais le plus souvent à l'état de sulfure, d'arséniure et de carbonate. Ses minerais existent dans les terrains anciens et dans les terrains secondaires, et particulièrement dans le grès rouge. Voici les principaux minerais de cuivre :

1° *Cuivre pyriteux.* Il abonde dans la nature. C'est de cette espèce qu'on extrait la plus grande partie du cuivre livré au commerce. Le cuivre pyriteux est d'un jaune d'or très-éclatant. Il cristallise en octaèdres tronqués qui appro-

chent de l'octaèdre régulier. H. Rose le considère comme composé de 1 équival. de persulfure de fer et de 1 équiv. de sulfure de cuivre ( $\text{Fe}^2 \text{S}^3 + \text{Cu}^2 \text{S}$ ).

2° *Cuivre gris arsénical* (*Kupferfahlerz*). Il est d'un gris d'acier éclatant, à cassure inégale ou conchoïde. On en trouve à Freyberg (Saxe), à Sainte-Marie-aux-Mines (Haut-Rhin) et dans le Cornouailles. L'analyse y a constaté, outre le cuivre, du fer, de l'arsenic, du soufre, de l'antimoine et quelquefois du zinc et de l'argent.

3° *Cuivre antimonial* (*Graugültigerz*). Il ne diffère du précédent qu'en ce qu'il contient une plus grande quantité d'antimoine.

4° *Cuivre gris plombéux* (*Bleifahlerz*). Il est d'un gris de plomb, tendre, et se laisse couper au couteau. Après le cuivre, c'est le plomb qui domine dans cette espèce qu'on appelle encore *bournonite*. On le trouve dans les Pyrénées, au Harz, près de Clausthal.

5° *Sous-sulfate*. Il existe dans la nature différentes variétés de sous-sulfate de cuivre. On en a rapporté du Mexique. La *brochantite* vient de Resbania en Transylvanie, et la *Kænigite* se rencontre à Vercheteri en Sibérie.

6° *Phosphates*. On en rencontre différentes variétés à Ehrenbrestein (près de Coblenz), à Virneberg (près de Rheinbrethbach) et à Liebethen (Hongrie).

7° *Arséniates*. Ils sont généralement à base de cuivre, de fer et d'alumine. L'*érinite* est un de ces arséniates, cristallisé en lames hexaèdres, d'un beau vert d'émeraude. L'*euchroïte*, cristallisée en prismes rhomboïdaux, se rencontre à Liebethen (Hongrie). L'*iroconite* de Cornouailles cristallise en octaèdres rectangulaires d'un beau bleu de ciel.

8° *Carbonates*. Le carbonate bleu se trouve cristallisé en prismes d'un très-beau bleu d'azur; il est hydraté. Le carbonate vert (*malachite*) se rencontre ordinairement en masses fibreuses concentriques et compactes; il est d'un beau vert

d'émeraude, et comme il est susceptible de recevoir un très-beau poli, on en fabrique des objets de luxe. Combiné avec une certaine quantité d'hydrate de peroxyde de fer, il constitue une variété de carbonate connue sous le nom de *vert de montagne*.

9° *Kiesel-malachite*. Il est d'un beau bleu de ciel; sa poussière est verte. C'est un silicate de cuivre hydraté. On le rencontre dans l'Oural et à Bogelosk en Sibérie. Le kiesel-malachite de Canaveille (Pyrénées-Orientales) est d'un beau vert tirant sur le bleu, à cassure grenue. La sommervillite de New-Jersey est un silicate contenant  $\frac{1}{4}$  équiv. d'eau.

10° *Atachamite*. C'est un oxy-chlorure d'un vert émeraude foncé. On le trouve au Pérou et au Chili, en masses et en sables.

Le *cuivre natif* se rencontre cristallisé en octaèdres cunéiformes, souvent en masses amorphes, contenant des traces de sulfure et de carbonate de cuivre.

Le *cuivre oxydé noir* (deutoxyde) se rencontre en masses grenues, noires, tachant les doigts. On le rencontre dans beaucoup de localités, mais en petite quantité à la fois.

On trouve le cuivre dans les cendres de quelques végétaux, dans le thé (ce qui tient probablement à la préparation de cette plante), dans le quinquina, dans la garance, dans le café, et en général dans les plantes de la famille des *rubiacées*. La gelée de veau, de mouton (gélatine), en contient des quantités assez notables. Il paraît que le sang en contient aussi quelques traces. Pour en constater la présence dans le sang, il faut opérer sur une quantité très-considérable de ce liquide. Enfin on rencontre le cuivre (oxyde) mêlé d'oxyde de zinc dans certaines eaux minérales qui parcourent des terrains volcaniques (analyse des eaux de Saïdschütz par M. Berzélius).

*Préparation*. On emploie généralement la pyrite cuivreuse (sulfure de fer et de cuivre) pour extraire le cuivre. Voici comment on procède : on grille d'abord la pyrite, afin d'en expulser la plus grande quantité possible de soufre. Puis on

chauffe la matière grillée avec du charbon et avec un fondant siliceux. Le produit de cette opération (*matte*) est du cuivre souillé d'une certaine quantité de sulfure de cuivre : presque tout le fer a passé dans les scories. Ce produit est de nouveau grillé à différentes reprises, et, après chaque grillage, on le calcine avec du charbon et du quartz. Le soufre et tous les métaux étrangers finissent par être entraînés dans les scories. Le produit obtenu après plusieurs grillages répétés s'appelle *cuivre noir* (*Schwarzkupfer*) ; il renferme environ 10,90 de cuivre. On l'affine en le fondant dans un fourneau découvert (*Kupfergaarheerde*), dont le sol est tapissé d'une brasque de charbon et d'argile. De forts soufflets amènent continuellement l'oxygène de l'air sur la surface du métal, pour entraîner les substances étrangères susceptibles de s'oxyder. On fait ensuite couler le cuivre, ainsi fondu, dans des bassins chauds où on l'arrose avec de l'eau froide. A mesure que la surface du métal se refroidit, on l'enlève sous forme de plaques. Dans cet état, le cuivre porte le nom de *rosette* ou de *Gaarkupfer*. Il renferme une quantité notable de protoxyde que le cuivre a absorbé pendant sa fusion. Comme il est cassant et peu propre au travail du marteau ou du laminier, on le fait fondre de nouveau ; enfin on le réduit en lames, sous le marteau ou sous de grands cylindres de fer.

Les minerais antimonifères, argentifères, plombifères, exigent des opérations plus compliquées pour en retirer le cuivre à l'état de pureté.

*Historique.* Le cuivre est peut-être le métal le plus anciennement connu. Le *χαλκός* dont parle Homère et avec lequel Vulcain fabriquait, d'après la mythologie des anciens, les armes des dieux et des héros, était probablement du cuivre, sinon métallique, du moins allié à un certain métal (l'étain) dont les Phéniciens faisaient, depuis longtemps un commerce considérable. Suivant Pline, l'usage de l'*æs* (cuivre pur ou allié) remonte à la fondation de Rome : *sed et alia vetustas æqualem urbi auctoritatem æris declarat, à rege Numa col-*

*legio tertio ærariorum fabrum instituto* (Hist. nat., t. xxxiv). Le αἰὶνος des Grecs, que les traducteurs rendent par *fer*, n'était le plus souvent qu'un alliage de cuivre. Au moyen âge, le cuivre a joué un grand rôle dans la recherche de la pierre philosophale des alchimistes, c'est-à-dire dans la transformation des métaux *vils* en métaux *nobles*. Le cuivre était autrefois désigné par le symbole de la planète *Vénus*, ♀.

### *Composés oxygénés.*

Il existe trois degrés d'oxydation du cuivre, dans lesquels les proportions d'oxygène sont comme les nombres 1, 2, 4.

1° *Protoxyde (oxydule)*. Il est d'un rouge de foie, pulvérulent. A l'état d'hydrate, il est de couleur orange. Chauffé à l'air, il se change en bioxyde. Il est facile à réduire. Les acides faibles le convertissent en cuivre métallique et en bioxyde qui se dissout dans la plupart des acides. L'acide muriatique le dissout complètement; au moyen d'un alcali on précipite de cette dissolution le protoxyde de cuivre hydraté. Fondu avec le borax, il donne un verre rouge. C'est une base faible.

*Composition.* Le protoxyde de cuivre est un véritable sous-oxyde dont la formule est  $\text{Cu}^{\text{O}}$  ( $\text{CuO}$  de quelques chimistes).

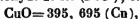
On l'obtient soit en calcinant un mélange de bioxyde et de cuivre métallique, soit en calcinant du chlorure de cuivre avec du carbonate de soude, et en lavant la masse avec de l'eau qui dissout tout, excepté le protoxyde de cuivre. C'est ce même oxyde qui se forme quelquefois sur les statues ou médailles de bronze, qui sont restées longtemps enfouies sous terre. Ainsi formé il présente quelquefois de beaux cristaux rouges recouverts d'une couche de vert-de-gris. La couleur brunâtre du cuivre conservé longtemps, est due à la présence d'une légère couche de cet oxyde. On peut produire cette couche artificiellement, en frottant une lame de cuivre



avec du peroxyde de fer humecté d'eau, et en l'exposant à une douce chaleur.

2° *Bioxyde, deutoxyde (oxyde). Anhydre*, il est d'un gris foncé; *hydraté*, il est d'un beau bleu. Il est éminemment stable. Les matières organiques le réduisent facilement à l'aide de la chaleur. Il est soluble dans l'ammoniaque qui se colore en bleu céleste. A l'état d'hydrate, il absorbe promptement l'acide carbonique de l'air et devient vert; mêlé avec de l'argile, de la colle-forte, de la silice, etc., il conserve sa couleur blene. La potasse caustique, en lui enlevant son eau, lui enlève sa couleur bleue. Il perd son eau déjà à la température de l'ébullition. Fondu avec le borax, il donne des verres bleus ou verts. Les verres bleus qu'on remarque dans la peinture ancienne contiennent de l'oxyde de cuivre. Le bioxyde de cuivre est une forte base et forme les sels de cuivre proprement dits.

*Composition.* Le bioxyde de cuivre peut être considéré comme un *protoxyde*, isomorphe avec le protoxyde de zinc (ZnO), avec le protoxyde de fer (FeO), etc. Sa formule est



CuO<sup>s</sup> de quelques chimistes ) 100 ( O ),

495, 695 1 éq. de biox. de cuivre.

On l'obtient pur en calcinant l'azotate de cuivre. On le prépare également en chauffant de la planure de cuivre au contact de l'air. Ce procédé est mauvais : il ne donne qu'un mélange de protoxyde et de peroxyde. Le bioxyde de cuivre est employé, préférablement à d'autres oxydes métalliques, dans l'analyse des matières organiques, pour doser l'hydrogène à l'état d'eau et le carbone à l'état d'acide carbonique.

3° *Peroxyde (quadroxyde)*. Cet oxyde a été obtenu par M. Thénard, en traitant par l'eau oxygénée du cuivre très-divisé. Il est d'un jaune olivâtre et très-peu stable. Le contact d'un acide le décompose en oxygène et en oxyde de cuivre.

*Composition.* Le peroxyde de cuivre peut être regardé comme un bioxyde. Sa formule est CuO<sup>s</sup> (CuO<sup>s</sup> de quelques chimistes). Il ne joue ni le rôle de base ni celui d'acide

*Composés sulfurés.*

Il existe deux degrés de sulfuration correspondant aux deux oxydes stables de cuivre.

**1° Protosulfure.** Il est d'un gris noirâtre, fusible et indécomposable par la chaleur. Brûlé au contact de l'air, il dégage de l'acide sulfureux, et donne du bioxyde mêlé de beaucoup de sulfate, si la température n'est pas très-élevée. A une température élevée, il donne du peroxyde pur. L'hydrogène ne le réduit pas, et le charbon lui-même ne le réduit qu'à une température très-élevée. Il se combine avec beaucoup d'autres sulfures métalliques, tels que les sulfures de fer, de plomb, d'étain, d'antimoine, d'arsenic, etc. Ces composés sont de véritables *sulfosels*, et, pour la plupart, se rencontrent cristallisés dans la nature (pyrites).

*Composition.*  $\text{Cu}^2\text{S}$ , analogue au protoxyde (sous-oxyde).

On le prépare directement en chauffant le cuivre avec du soufre. Peu importe que le soufre soit en excès; car, par la voie sèche, il ne se forme jamais qu'un protosulfure: un équivalent de cuivre ne prend jamais qu'un  $\frac{1}{2}$  éq. de soufre. L'excès de soufre se vaporise. L'action est accompagnée d'une vive lumière.

**2° Bisulfure (deutosulfure).** Il est pulvérulent, noir, et insoluble dans les sulfures alcalins. Il se convertit par la chaleur en protosulfure, en dégageant la moitié de son soufre.

*Composition.*  $\text{CuS}$ , analogue au bioxyde (protoxyde).

On l'obtient par la voie humide, en précipitant un sel de cuivre par l'hydrogène sulfuré. Pendant qu'on le traite sur le filtre, il se produit une certaine quantité de sulfate; car ce sulfure très-divisé et humide se sulfatise rapidement au contact de l'air. Pour prévenir cet inconvénient, il faut laver le sulfure avec de l'eau aiguisée d'acide sulfhydrique.

Le sélénium forme, avec le cuivre, des composés analogues à ceux que donne le soufre.

Il existe un *protoséléniure* d'un gris d'acier, fusible au-dessous de la chaleur rouge, et un *deutoséléniure* noir, qui prend un éclat métallique par le frottement. La chaleur en dégage la moitié du sélénium.

### *Composés chlorés.*

Il existe des chlorures correspondant aux deux sulfures.

1° *Protochlorure*. Il est d'un blanc sale, demi-transparent, fusible au-dessous de la chaleur rouge, et presque insoluble dans l'eau. Il se dissout dans l'acide chlorhydrique; cette dissolution est un désoxydant presque aussi énergique que le protochlorure d'étain. Chauffé, il devient brun. Exposé à l'air, il se colore en vert.

*Composition.*  $\text{Cu}^2\text{Cl}$  ou  $\text{Cu}^2\text{Cl}^2$ .

On l'obtient, soit en traitant le cuivre métallique très-divisé par l'acide chlorhydrique bouillant, soit en faisant passer du chlore gazeux sur du cuivre chauffé au rouge.

Le protochlorure donne dans l'eau un précipité blanc, pulvérulent. Ce précipité est un *oxychlorure* de cuivre, composé de 3 éq. de métal, de 1 éq. de chlore et de 1 éq. d'oxygène; l'oxygène étant ici complémentaire du chlore qui se sépare. Cet oxychlorure qui se colore à l'air en vert, était autrefois employé en peinture, sous le nom de *vert de Brunswick*. Ce qu'on vend aujourd'hui sous ce nom est du carbonate de cuivre impur.

2° *Bichlorure* (*deutochlorure*). Il est anhydre, d'un brun jaunâtre. Par l'action de la chaleur, il perd la moitié de son chlore pour se transformer en protochlorure. Sa dissolution aqueuse est verte quand elle est concentrée, et blanche lorsqu'elle est étendue. Il cristallise en prismes allongés hydratés.

*Composition.*  $\text{CuCl}$  ou  $\text{Cu}^2\text{Cl}^2$ .

On l'obtient en traitant l'oxyde de cuivre par de l'acide chlorhydrique.

Le *brôme*, l'*iode* et le *fluor* forment avec le cuivre des composés analogues à ceux que donne le chlore.

Le *protobromure* et le *proto-iodure* sont insolubles, et se décomposent dans l'eau comme le *protochlorure*.

Le *deutobromure* et le *deuto-iodure* se convertissent, par la chaleur, en *protobromure* et en *proto-iodure*, absolument comme le *deutochlorure*.

Le *phosphore* rend le cuivre dur. On connaît environ trois *phosphures* de cuivre, dont la composition n'a pas été suffisamment déterminée. On les obtient, pour la plupart, à l'aide de la chaleur, par l'action directe du phosphore sur le cuivre.

L'*arsenic* se combine, comme le phosphore, en plusieurs proportions avec le cuivre. Les *arséniures* de cuivre se combinent avec les *arséniures* et les *sulfures* des autres métaux. La plupart de ces combinaisons existent dans la nature.

### *Alliages de cuivre.*

Le cuivre forme avec les autres métaux, et notamment avec le zinc et l'étain, les alliages les plus importants du commerce. Le zinc peut s'allier avec le cuivre en proportions indéfinies. En faisant fondre ensemble directement  $\frac{2}{3}$  de cuivre et  $\frac{1}{3}$  de zinc, on obtient le *laiton* : mais comme ce laiton n'est pas encore assez sec et qu'il graisse la lime, il faut y ajouter  $\frac{1}{100}$  environ de plomb (*alliage de Stolberg*). On préparait anciennement cet alliage en faisant fondre ensemble un mélange de cuivre, de cadmie et de charbon. Le *laiton* a une belle couleur jaune d'or; il est parfaitement ductile, et se laisse bien travailler à la température ordinaire. Mais à la chaleur rouge il devient cassant et ne se laisse plus travailler. Le laiton avec lequel on fabrique des chaudrons, des marmites et d'autres ustensiles, se compose de 70 p. de cuivre et de 30 p. de zinc.

*Chrysocale* (de χρυσός, or, et καλός, beau). Cet alliage imite la couleur de l'or. Il se fait avec 90 p. de cuivre, 7, 1 p. de

zinc, 1, 1 p. de plomb. L'*alliage de Keller* s'obtient avec 91 p. de cuivre, 5 à 6 p. de zinc, 1, 2 p. d'étain, et 0, 01 p. de plomb (les statues de Versailles sont faites avec cet alliage).

Allié avec l'*étain*, le cuivre donne le *bronze*, le *métal des canons* et des *cloches*. L'étain rend le cuivre dur et lui fait perdre sa couleur.

Les meilleures proportions pour obtenir le bronze employé dans la fabrication des *canons*, sont 100 p. de cuivre et 11 p. d'étain. Si, au lieu de 11 p. d'étain, on emploie 12, 13 p., etc., l'alliage devient, il est vrai, plus dur, mais il devient aussi plus cassant; car l'étain tend à se séparer en laissant des fentes et des cavités. Si l'on emploie moins de 11 p. d'étain, l'alliage est trop mou. Le bronze est très-sujet à la *liquation*, c'est-à-dire qu'il a une grande tendance à se transformer, par la fuslon, en deux autres alliages, l'un où le cuivre domine, l'autre où l'étain l'emporte. C'est ainsi que dans le bronze fondu, le jet supérieur contient quelquefois jusqu'à 20 ou 24 p. d'étain, au lieu de 10 ou 11, tandis que le jet inférieur contient à peine quelques traces d'étain. Avec 30 p. de cuivre et 14 p. d'étain on obtient un alliage employé dans la fabrication des *miroirs réflecteurs*. Le *métal des cloches* se compose de 80 p. de cuivre et de 20 p. d'étain. Cet alliage, fondu à une chaleur peu élevée, laisse couler l'étain et donne pour résidu une carcasse de cuivre. Quand on le fait fondre dans un four, l'étain se sépare en partie à l'état d'oxyde, et on obtient un alliage plus riche en cuivre et propre à la fabrication des canons. (Pendant la révolution française, on préparait le métal des canons en faisant fondre, à l'air libre, le métal des cloches.) Le métal des cloches est cassant; mais il possède une propriété remarquable que les Chinois connaissent depuis longtemps. Cet alliage, rougi et subitement refroidi (en le trempant dans l'eau contenant des sels), au lieu de se durcir, devient très-malléable et ductile; de manière qu'on peut le travailler avec la plus grande facilité. Ce même alliage (*métal des cloches*), ainsi trempé, devient *très-sonore* lorsqu'on le recuit dans un

four et qu'on le refroidit lentement. C'est probablement dans cet état que les Chinois et les Turcs l'emploient pour en fabriquer des cymbales, des tam-tams, etc., qu'on fabrique aujourd'hui dans tous les pays de l'Europe.

La trempe des alliages de cuivre et d'étain était probablement connue des anciens Grecs et Romains. La plupart des instruments que nous fabriquons aujourd'hui avec le fer et l'acier, les anciens les fabriquaient avec le bronze ou avec des alliages de cuivre et de zinc.

Le cuivre existe comme alliage dans l'or et l'argent des bijoutiers, et dans l'or et l'argent monnayés (*voy.* ces métaux). Il forme avec le platine un alliage qui imite la couleur, la densité et jusqu'à un certain point l'inoxidabilité de l'or.

### *Sels de bioxyde de cuivre (CuO,A).*

*Caractères généraux.* Ce sont les sels de cuivre par excellence.

Ils sont colorés en blanc ou en vert. A l'état anhydre, ils sont d'un blanc sale. Leur saveur est astringente, styptique, extrêmement désagréable, et persiste longtemps dans la bouche. Ces sels sont tous vénéneux (1). Ils ont une réaction légèrement acide. Partout où le cuivre se trouve en contact avec des acides végétaux ou minéraux, faibles ou puissants, il peut y avoir formation d'un sel de cuivre vénéneux (2).

1° La potasse ou la soude produisent, dans les sels de cuivre, un précipité blanc verdâtre qui est un sous-sel si l'alcali n'est pas employé en excès. Ce précipité devient brun par l'ébullition (oxyde déshydraté).

(1) On propose comme contre-poison des sels de cuivre, la limaille de fer délayée dans du miel.

(2) Cependant le sucre jouit de la propriété d'empêcher l'oxydation et conséquemment la formation d'un sel de cuivre. Il ne se forme jamais de vert-de-gris dans les chaudières dont on se sert dans les fabriques du sucre de betteraves.

2° L'ammoniaque en petite quantité produit le même précipité ; mais un excès d'ammoniaque le dissout (sel double), et cette dissolution est d'un beau *bleu céleste* et douée d'une grande puissance tinctoriale : il suffit d'une très-petite quantité pour colorer une énorme quantité d'eau. Le nickel se comporte, sous ce rapport, comme le cuivre ; mais le *bleu céleste* du nickel a une légère teinte purpurine.

3° L'acide sulfhydrique précipite les sels de cuivre en brun marron. Le précipité est complet, lors même que le sel est acide : c'est ce qui permet de séparer les sels de cuivre des sels de fer et des sels de zinc.

4° Le cyanoferrure de potassium les précipite en brun foncé.

5° Le fer, le zinc et le cadmium précipitent le cuivre de ses dissolutions. Le zinc le précipite sous forme de poudre noire qui ne prend l'éclat et la couleur du cuivre que par le frottement, tandis que le fer précipite le cuivre avec sa couleur ordinaire. Le précipité par le fer est complet si la dissolution cuivreuse est un sulfate ou un chlorure ; le précipité est, au contraire, incomplet, si la dissolution est un azotate de cuivre ; car alors le cuivre qui se dépose s'oxyde en partie et donne un résultat inexact.

6° Fondus au chalumeau avec le borax, les sels de cuivre donnent un verre vert à la flamme extérieure, et rouge à la flamme intérieure.

#### *Étude des espèces.*

*Sulfate de cuivre (vitriol bleu, couperose bleue, vitriol de Chypre).* Il cristallise en parallélipèdes à base oblique, contenant 5 équivalents d'eau. Tant qu'il contient de l'eau il est coloré en bleu. Déshydraté par l'effet de la calcination, il est blanc et se colore aussitôt en bleu par l'addition de l'eau. Exposé à l'air il s'effleurit en perdant une partie de son eau de cristallisation. À une température élevée, il se décompose en acide sulfureux et en oxygène qui se dégagent (2 volumes d'acide sulfureux pour 1 vol. d'oxygène), et en bioxyde de cuivre qui reste. Le sulfate de cuivre du commerce contient

presque toujours du sulfate de fer ; or, ce sulfate ferrugineux ne peut être employé en teinture sur papier, car il donne une couleur moins belle et peu stable : elle s'altère et tire sur le jaune d'ocre. Il y a donc grand intérêt à séparer le fer du cuivre. Or, le protoxyde de cuivre étant isomorphe avec le protoxyde de fer, il est impossible de les séparer dans cet état l'un de l'autre ; et le protoxyde de fer est une base qui neutralise les acides aussi bien que le fait le protoxyde de cuivre ; donc l'un ne peut pas éliminer l'autre. Il en est de même pour l'oxyde de zinc. Mais le fer peut se suroxyder, et comme à l'état de peroxyde ( $\text{Fe}^3\text{O}^3$ ) il cesse d'être isomorphe avec l'oxyde de cuivre, et qu'il neutralise alors beaucoup moins bien les acides, il est facile de séparer le fer du cuivre par la suroxydation.

*Composition.*  $\text{CuO}$ ,  $\text{S}^3\text{O}$ ,  $+ 5\text{HO} = 1$  équiv. de sulfate de cuivre cristallisé.

On le prépare en traitant le cuivre métallique par l'acide sulfurique bouillant. Lorsqu'on mouille une lame de cuivre avec l'acide sulfurique étendu d'eau, on détermine une prompt absorption de l'oxygène ; le cuivre s'oxyde et se sulfatise. Ce moyen peut être employé dans les arts. Ce qui est ici vrai pour le cuivre, est vrai pour tous les métaux, excepté les métaux nobles ; car *toutes les fois qu'un métal est mouillé par un acide étendu d'eau, il absorbe l'oxygène de l'air et se transforme en un sous-sel ou en un sel neutre.*

Dans les arts on prépare le sulfate de cuivre en chauffant du cuivre avec du soufre et en arrosant avec de l'eau, au contact de l'air, le sulfure qui en résulte. Dans ces circonstances, tout le sulfure finit par se changer en sulfate qu'on enlève par le lavage. On évapore la dissolution (*eau de vitriol*) et le sel se dépose sous forme de cristaux bleus. Lorsque l'eau de vitriol contient une trop grande quantité de fer, on ne l'emploie que pour en extraire le *cuivre de cémentation* (*Cement-kupfer*). A cet effet, on y plonge des barres de fer sur lesquelles le cuivre ne tarde pas à se déposer dans un état de



pureté parfaite. C'est ainsi qu'on obtient, en Suède et en Hongrie, le *cuivre de cémentation*.

*Usages.* Le sulfate de cuivre est employé dans la teinture sur papier. On s'en sert quelquefois en médecine dans le traitement de l'épilepsie, de la chorée, etc. Il suffit d'une quantité minime de sulfate de zinc ou de cuivre pour rendre à la farine avariée des propriétés que les boulangers recherchent dans la panification.

En décomposant incomplètement le sulfate de cuivre par la potasse, il se forme un *sous-sel* vert, pulvérulent (*sulfate de cuivre tribasique*). Ce sulfate se rencontre dans la nature (au Mexique).

*Carbonates.* Lorsqu'on verse dans un sel de cuivre soluble un carbonate alcalin neutre, on obtient un précipité de *sous-carbonate de cuivre*. Dans cette action il se dégage un peu d'acide carbonique, le précipité diminue peu à peu de volume, ses molécules s'agrégent en passant du bleu au vert. Le sous-carbonate se compose de 2 équiv. de bioxyde de cuivre, de 1 équival. d'acide carbonique et de 1 équiv. d'eau. C'est donc un *carbonate bibasique*. C'est le seul carbonate de cuivre que nous puissions préparer dans nos laboratoires. En admettant que 1 équival. d'eau puisse remplacer 1 équival. d'acide carbonique, on peut considérer ce carbonate comme formé de 1 équiv. de carbonate neutre et de 1 équiv. d'hydrate d'oxyde de cuivre ( $\text{CuO}$ ,  $\text{CO}^2 + \text{CuO}$ ,  $\text{HO}$ ). Cette combinaison existe dans la nature sous le nom de *malachite*. Ce sel devient noir par l'ébullition; il se sépare un peu d'oxyde brun de cuivre. Il existe dans la nature une autre variété de carbonate basique de cuivre; il se compose de 3 équiv. d'oxyde, de 2 équiv. d'acide et de 1 équiv. d'eau. C'est lui qui colore les *cendres bleues* et les os fossiles appelés *turquoises*. Les *cendres bleues* (employées dans la teinture du papier) sont fabriquées depuis longtemps en Angleterre. Ces cendres contiennent une certaine quantité de sulfate de chaux.

*Azotate.* Il cristallise en prismes quadrangulaires, hydratés

et déliquescents. A la chaleur, il se concentre, et devient d'un *beau vert* (*sous-azotate*). A une chaleur plus élevée il se convertit en bioxyde de cuivre brun.

*Phosphate.* Obtenu par voie de double décomposition, il est d'un vert bleuâtre. Par la calcination, il perd de l'eau, sans changer de couleur. Il est très-peu soluble dans l'eau, et soluble dans un excès d'acide. Sa composition est :  $3\text{CuO}$ ,  $\text{Ph}^3\text{O}^3$ ; c'est donc un *sesqui-phosphate*. Il y a plusieurs variétés de phosphates qui existent dans la nature.

*L'arséniate* de cuivre est analogue au phosphate.

*Arsénite.* On l'obtient par voie de double décomposition, en précipitant un sel de cuivre par l'arsénite de potasse. Il est d'un beau vert-pré, connu sous le nom de *vert de Scheele*. Le mode de préparation et la température ont quelque influence sur sa coloration. Il est fréquemment employé en peinture.

### *Sels de protoxyde de cuivre.*

*Caractères généraux.* Ces sels sont mal connus, incristallisables, à proportions généralement mal définies, de sorte qu'on en peut, jusqu'à un certain point, nier l'existence. Ils sont tous insolubles, ou du moins très-peu solubles dans l'eau. Ils sont solubles dans l'ammoniaque et dans l'acide chlorhydrique. Ils sont différemment colorés et peu stables.

1° La potasse ou la soude y forment un précipité couleur de foie, insoluble dans un excès de précipitant.

2° L'ammoniaque donne le même précipité qui se dissout dans un excès de précipitant. *La dissolution n'est point colorée* et reste longtemps sans se colorer si l'on évite le contact de l'air. Au contact de l'air, la dissolution se colore peu à peu et finit par se changer en *bleu céleste*.

*Sulfite.* Anhydre, il est blanc; hydraté, il est d'un beau rouge, insoluble dans l'eau. Lorsqu'on traite du bioxyde de cuivre par l'acide sulfurique, on obtient du sulfate de

cuivre soluble et du *sulfite* qui reste insoluble au fond de la dissolution , sous forme d'une belle matière rouge. Dans cette action , une portion de l'acide sulfureux devient acide sulfurique en ramenant une partie du bioxyde de cuivre à l'état de protoxyde , lequel protoxyde produit , avec la portion d'acide sulfureux qui ne s'est pas suroxydée , un *sulfite de protoxyde de cuivre insoluble*.

Le protoxyde traité par l'acide sulfurique ne donne que du sulfate de bioxyde et du cuivre métallique.

## NEUVIÈME FAMILLE.

HYDRARGYRACÉS (*Hydrargyrea*).

Cette famille comprend le *mercure* (*hydrargyre* (1)) et le *bismuth*.

Voici les principaux points d'analogie qui pourront être invoqués en faveur de l'établissement de la famille des *hydrargyracés*:

1° Le mercure et le bismuth sont de tous les métaux ceux qui se dilatent le plus sous l'influence de la chaleur. Ils se distinguent des autres métaux par leur défaut complet d'élasticité et de ténacité.

2° Les sels de mercure et de bismuth se décomposent dans l'eau en *sels basiques* peu solubles et en *sels acides* très-solubles.

3° Les perchlorures de mercure et de bismuth sont de véritables *chloracides*. Ils forment des *chlorosels* avec les chlorures alcalins.

## MERCURE.

SYNONYMES. *Argent vif*, *argentum vivum*, *hydrargyre*, *hydrargyrum*, *quicksilver* (angl.), *Quecksilber* (alem.).

*Propriétés physiques.* Le mercure est le seul métal qui soit liquide à la température ordinaire. Il est d'un blanc d'argent très-pur. Versé sur une surface solide, il coule en globules arrondis et bien nets, s'il est pur. Si le mercure est impur, et qu'il contienne des traces d'oxyde, ces globules, au lieu d'être nets et arrondis, sont allongés; ils font *queue*, comme on dit vulgairement. A l'état pulvérulent ou de division extrême, le mercure est gris. Il est insipide et inodore. A  $-40^{\circ}$ , il se solidifie; et il bout à  $360^{\circ}$ . Sa densité est 13,599 à  $0^{\circ}$ . Il pèse environ 10,000 fois plus que l'air. A l'état solide, il a la malléabilité, la ductilité et la ténacité du plomb (2). Comme les autres métaux, il conduit bien la chaleur, pour laquelle il a peu de capacité. Le mercure est le

(1) *Hydrargyre* signifie littéralement *eau-argent*, *argent coulant*, de ὕδωρ, eau, et ἄργυρος, argent.

(2) Voy. *Voyages de Parry dans les régions polaires*.

plus dilatable des métaux ; sa dilatation est régulière. De 0° à 100°, il se dilate de 0,0181018 de son volume. Quoique liquide, il mouille un très-petit nombre de corps, comme l'or, le cuivre, l'étain ; car *amalgamer* est en quelque sorte synonyme de *mouiller*. Comme tous les liquides, le mercure donne déjà des vapeurs à 0° et même au-dessous : une lame d'or suspendue sur une cuve à mercure blanchit à une température très-basse (*Faraday*).

Par l'intervention de l'eau, on peut distiller le mercure à 100°, c'est-à-dire bien au-dessous de la température de son ébullition. (L'iode, le soufre et beaucoup d'autres corps sont entraînés par la vapeur d'eau à une température bien inférieure à la température d'ébullition de ces corps.) Il est important de tenir compte de cette circonstance dans les analyses. La vapeur de mercure est incolore et d'une densité égale à 6,976 (*Dumas*). Cette vapeur est très-préjudiciable à la santé. Elle cause un tremblement particulier dans tout le corps, et principalement dans les membres (*tremblement mercuriel*) (1). Absorbé à l'état de vapeur, le mercure donne rarement lieu à la salivation.

*Propriétés chimiques.* Le mercure est à peu près inaltérable à l'air. Il faut le chauffer longtemps au contact de l'air pour qu'il s'oxyde en absorbant l'oxygène de l'air. « Si la découverte de l'oxydation du mercure à l'air était encore à faire, elle ne serait probablement pas faite aujourd'hui. Les anciens avaient une qualité précieuse qui manque aux hommes de nos jours : cette qualité était la persévérance. » (*Gay-Lussac*.) Les anciens chimistes avaient la persévérance de main-

---

(1) L'incendie des mines de mercure d'Idria, le 11 mai 1803, fournit un exemple remarquable de l'action que les vapeurs de mercure exercent sur l'économie. Les ouvriers qui travaillaient alors dans les mines, étaient au nombre de 1300. Neuf cents d'entre eux furent saisis d'un tremblement continu qui les fatiguait surtout la nuit et les rendait incapables de tout travail. Les autres quatre cents trainèrent pendant le reste de leur vie une santé misérable et chancelante.

tenir les métaux ou d'autres corps exposés à des températures élevées, non pas pendant des heures, mais pendant des semaines, pendant des mois et des années.

Le mercure se convertit, par une longue agitation, en une poudre noire qui n'est autre chose que du mercure très-divisé. Si le mercure est impur, la poudre noire qu'on obtient se compose des corps étrangers oxydés, mêlés à du mercure métallique très-divisé. (On fait l'expérience en attachant à l'aile d'un moulin à vent un flacon contenant du mercure.) Le mercure mêlé avec de la graisse (onguent napolitain) n'est point du mercure oxydé, mais du mercure très-divisé.

*Action des acides.* L'acide azotique étendu attaque le mercure à froid et le change en protoxyde qui se dissout dans la portion d'acide non décomposée (azotate de protoxyde de mercure). À chaud, l'acide azotique le change en peroxyde, à moins que le mercure ne soit en excès; dans ce cas, le mercure s'oxyde *au minimum*. L'acide sulfurique faible n'agit pas sensiblement sur le mercure. Concentré et à chaud, il l'attaque avec dégagement d'acide sulfureux : si l'acide est en excès, il se forme un sulfate de protoxyde; si le mercure est en excès, il se forme un sulfate de peroxyde de mercure. L'acide chlorhydrique est sans action sur le mercure. En dissolvant à chaud 1 p. de mercure dans 12 p. d'acide azotique à 34°, en ajoutant à la dissolution chaude 2 p. d'alcool à 36°, et en continuant de chauffer le tout pendant quelque temps, on obtient un dépôt de poudre blanche cristalline qui détonne fortement par la chaleur, par le choc et par le contact de l'acide sulfurique (*fulminate de mercure, mercure fulminant*). Le mercure s'allie avec un grand nombre de métaux. Ces alliages portent le nom d'*amalgames*.

*État.* Le mercure n'existe pas très-abondamment dans la nature. Les pays de l'Europe qui en fournissent le plus sont l'Espagne, la Carinthie, l'Istrie et la Bavière. On trouve de riches mines de mercure au Pérou et au Japon. On rencontre

le mercure principalement dans les grès et dans les calcaires jurassiques superposés au terrain houiller. Les principales espèces minérales sont :

1° Le *sulfure* (cinabre). Il est d'un rouge foncé, presque noir; d'autres fois il est d'un beau rouge de cochenille. Il est tendre et cassant. Sa cassure est lamelleuse dans un sens et grenue dans les autres sens. Il est ordinairement disséminé dans les schistes argilo-bitumineux et accompagné de pyrites de fer et de cuivre. On l'exploite à Idria en Carinthie. On rencontre à Calebraz (Mexique) des sulfures de mercure zincifères (Del Rio).

2° Le *séléniure* combiné avec le séléniure de plomb est d'un gris de plomb, quelquefois irisé à sa surface. Il est lamelleux. Il a été découvert au Harz.

3° Le *protochlorure* existe en petits grains cristallins disséminés dans les minerais de cinabre. Il est très-rare.

Le *mercure natif* (métallique) se trouve disséminé en gouttelettes dans des pyrites ou dans des masses de cinabre. On le rencontre, aux environs d'Idria, en quantités exploitables.

*Préparation.* C'est du sulfure qu'on extrait principalement le mercure. A cet effet, on calcine le cinabre avec de la limaille de fer ou avec de la chaux : il se produit un sulfure de fer ou de calcium, et le mercure, étant volatil, se dégage. En Espagne (à Almaden) on grille le cinabre : il se dégage de l'acide sulfureux et l'oxyde de mercure qui se forme est réduit à une température élevée. On fait passer les vapeurs mercurielles, par des tuyaux très-longs, dans un réservoir commun où elles se condensent par le refroidissement. On purifie le mercure du commerce par de nouvelles distillations. Mais, comme en se volatilisant le mercure entraîne des traces de métaux étrangers, il est difficile de le purifier par la distillation. On le débarrasse des corps auxquels il se trouve mécaniquement mêlé, en le faisant passer, par la pression, à travers les pores d'une toile serrée ou d'une peau de chamois.

*Composés oxygénés.*

Il existe deux degrés d'oxydation du mercure, le *protoxyde* et le *bioxyde*. L'un et l'autre oxydes peuvent jouer le rôle de base.

1° *Protoxyde*. Il est noir, pulvérulent et très-peu stable. L'eau bouillante et même la lumière du jour suffisent pour le décomposer en peroxyde et en mercure métallique. Il se combine très-bien avec les acides. On l'obtient en versant un excès d'alcali caustique dans une dissolution de sel de mercure au *minimum*. (Si l'on n'employait pas un excès d'alcali, le précipité serait un *sous-sel*.) Quand on dessèche ce précipité dans l'obscurité et qu'on le frotte avec les doigts, on y distingue, à la loupe, de petits globules de mercure. Traité par l'acide chlorhydrique, ce même précipité se transforme en perchlorure (chloride) correspondant au peroxyde, et en mercure métallique. Comme le protoxyde est peu stable, on évalue l'équivalent du mercure d'après la composition du peroxyde, qui, pour la même quantité de mercure, contient le double de l'oxygène du protoxyde : conséquemment le protoxyde contient la moitié de l'oxygène du peroxyde.

*Formule* du protoxyde de mercure  $\text{Hg}^{\text{O}}$ , analogue à celle du protoxyde de cuivre ( $\text{Cu}^{\text{O}}$ ).

2° *Peroxyde (oxyde rouge, précipité per se)*. Sa couleur varie, suivant le degré de calcination, depuis le jaune orange jusqu'au rouge brique. Il a une saveur métallique fort désagréable. Il est un peu soluble dans l'eau, et sa dissolution aqueuse verdit légèrement le sirop de violettes. La lumière le décompose à la longue et le réduit à l'état métallique. Soumis à la chaleur rouge, le peroxyde de mercure se colore d'abord en brun d'une manière passagère, et laisse ensuite dégager son oxygène; le mercure se réduit à l'état métallique sans passer par l'état intermédiaire de protoxyde. Il est *jaune* à l'état d'hydrate, et perd son eau à une chaleur très-basse,



en prenant une couleur rouge. Le peroxyde de mercure ne forme pas, avec les acides, des composés aussi stables que ceux que produit le protoxyde. En général les peroxydes sont des bases faibles : plus un métal s'oxyde, plus il perd de sa propriété de base.

*Composition.*  $\text{HgO} = \begin{array}{r} 1265, 122 \text{ (Hg)}, \\ 100 \text{ (O)}, \end{array}$

$1365, 122 = 1 \text{ éq. de bioxyde HgO.}$

*Préparation.* On peut obtenir le peroxyde de mercure en chauffant le mercure longtemps à l'air. L'oxyde ainsi formé s'appelait autrefois *chaux métallique*. Pour avoir le peroxyde de mercure parfaitement pur, il faut chauffer modérément l'azotate, de manière à ne décomposer que l'acide azotique. Car si la chaleur dépasse  $400^\circ$ , l'oxyde lui-même se décompose. D'un autre côté, si l'on ne chauffe pas assez, l'oxyde sera impur, car tout l'acide azotique n'aura pas été éliminé. Dans ce dernier cas, on enlève l'acide par un peu d'alcali. Quoi qu'il en soit, il faut se défier de la pureté de cet oxyde, lorsqu'on veut l'employer dans les analyses des substances organiques. (Gay-Lussac.)

#### *Composés sulfurés.*

Il y a deux sulfures correspondant aux deux oxydes :

1° Le *protosulfure* est, comme le protoxyde, très-peu stable. Dès qu'on cherche à l'isoler, il se décompose en persulfure et en mercure. Il se dissout dans les sulfures alcalins, avec lequel il paraît former des sulfosels.

*Composition.*  $\text{Hg}^{\text{S}}$ , analogue à celle du protoxyde ( $\text{Hg}^{\text{O}}$ ).

On l'obtient en précipitant un sel de mercure au *minimum*, par l'hydrogène sulfuré.

2° Le *persulfure* (*sulfide*, *deutosulfure*, *cinabre*, *vermillon*). Lorsqu'on fait tomber le mercure en poudre fine sur du soufre fondu, on obtient une matière *noire*, connue autrefois sous le nom d'*æthiops minéral*, qui correspond par sa composition à l'oxyde rouge de mercure. Il se compose de 1 éq. de

mercure et de 1 éq. de soufre ; de là, sa formule =  $\text{HgS}$ . Cette même matière (persulfure), chauffée dans des vases fermés, se volatilise sans s'altérer; le produit de la sublimation est rouge (cinabre). On aurait peine à croire que ces deux corps sont identiques, si l'on ne savait pas qu'ils sont constitués exactement des mêmes éléments, de la même quantité de soufre et de la même quantité de mercure (*isomérisie*). En triturant longtemps ensemble du mercure, du soufre et de la potasse, on obtient immédiatement le vermillon.

Le persulfure de mercure se rencontre dans la nature, en masses compactes et cristallisées. Sa couleur est variable et dépend le plus souvent de son état d'agrégation moléculaire. Il se volatilise sans se fondre, et cristallise, par le refroidissement, en prismes hexaèdres. Chauffé au contact de l'air, il dégage de l'acide sulfureux et du mercure métallique. Il est réduit par un grand nombre de métaux, et particulièrement par le fer. Il se combine avec beaucoup d'autres sulfures pour former des *sulfosels*, dans lesquels il paraît faire fonction de sulfacide.

Le vermillon est employé en peinture et quelquefois en médecine.

Le *sélénium* et probablement le *tellure* donnent avec le mercure des composés analogues à ceux que produit le soufre.

### *Composés chlorés.*

Le chlore forme avec le mercure deux chlorures correspondant exactement, par leur composition, aux deux oxydes.

1° *Protochlorure* (*calomélas*, *mercure doux*, *panacée mercurielle*, *précipité blanc*). Il est blanc, et prend une teinte légèrement grisâtre à l'air, en se transformant probablement en perchlorure et en mercure métallique. Il noircit assez promptement à la lumière. Il est volatil et presque insoluble dans l'eau. Il faut 1200 p. d'eau pour dissoudre

1 partie de calomélas. Le chlore le dissout en le changeant en perchlorure. Aucun métal ne le décompose à la température ordinaire et à sec.

*Composition.*  $\text{Hg}^2\text{Cl}$ , analogue à celle du protoxyde ( $\text{Hg}^2\text{O}$ ).

*Préparation.* On obtient le protochlorure de mercure de plusieurs manières : 1° Par la voie humide : à cet effet, on précipite l'azotate de mercure *au minimum* par du sel marin. Si l'azotate employé contient un peu de sel de peroxyde, il se produira en même temps du perchlorure de mercure soluble. 2° Par la sublimation (*voie sèche*) : on calcine ensemble un mélange de 6 parties de sulfate de protoxyde de mercure et 4 parties de sel marin. Les vapeurs de protochlorure se condensent dans le col de la cornue, sous forme de prismes à quatre pans, *anhydres*. Le verre du vase et les cristaux qui s'y trouvent, s'électrisent en sens opposé (le verre s'électrise vitreusement et le mercure résineusement). On obtient le protochlorure de mercure également par la voie sèche, en chauffant ensemble 4 p. de sublimé corrosif et 3 p. de mercure. Les vapeurs de protochlorure se condensent sous forme de poudre blanche, dans un récipient contenant de l'eau.

Le protochlorure est fréquemment employé en médecine, et principalement en Angleterre. Il agit comme purgatif.

2° *Perchlorure* (chloride, bichlorure, sublimé corrosif). Il est d'un blanc de satin et demi-transparent. Il cristallise en aiguilles ou en prismes quadrangulaires *anhydres*. Il est soluble dans l'eau ; il faut 20 parties d'eau froide et 3 parties seulement d'eau bouillante pour dissoudre 1 partie de sublimé corrosif ; il est également soluble dans l'alcool. Sa saveur est très-désagréable et persiste pendant fort longtemps. Il rougit la teinture de tournesol. Il est beaucoup plus volatil que le protochlorure. Trituré avec le mercure, il se convertit en protochlorure. Quand on plonge à la fois plusieurs lames de différents métaux (étain, bismuth et antimoine) dans une dissolution de sublimé corrosif, on remarque que celui-ci

attaque les métaux successivement, chacun dans son ordre d'affinité pour le chlore. Ainsi l'étain est attaqué le premier, puis le bismuth, et en dernier lieu l'antimoine. Le cuivre, le zinc et le fer sont attaqués à peu près simultanément. Les alcalis caustiques, versés en petite quantité dans une dissolution aqueuse de perchlorure de mercure, produisent un précipité blanc qui est un *oxychlorure*. L'hydrogène sulfuré, employé sans excès, y forme un précipité blanc grisâtre (*sulfochlorure*).

Le perchlorure de mercure se combine très-bien avec les chlorures alcalins et certains chlorures métalliques, pour former des *chlorosels* (chlorures doubles) parfaitement cristallisables, dans lesquels le perchlorure de mercure fait fonction d'acide (*chloracide*).

*Composition.*  $\text{Hg Cl}$ , ou  $\text{Hg Cl}^2$ , analogue à celle du peroxyde ( $\text{HgO}$ ).

*Préparation.* Lorsqu'on traite le peroxyde de mercure par l'acide chlorhydrique ou par l'eau régale, on obtient le perchlorure que l'on fait cristalliser par évaporation. Ce procédé est rarement employé. On préfère préparer le sublimé corrosif, par la voie sèche, en calcinant parties égales de sulfate de mercure *au maximum* et de sel maria. Le perchlorure se sublime et se condense sous forme de cristaux octaédriques.

*Usages.* Le sublimé corrosif est un poison énergique. Il est employé dans le traitement des maladies syphilitiques. Les individus qui ont fait un usage longtemps continué de ce remède, contiennent, dit-on, du mercure jusque dans le sang et dans la substance des tissus. Les expériences qu'on a faites à cet égard, comportent peu d'exactitude; elles sont par conséquent peu concluantes. — Le sublimé corrosif est encore quelquefois employé pour conserver des cadavres et des pièces d'anatomie; mais comme le sulfate d'alumine peut, sous ce rapport, remplacer parfaitement le sublimé corrosif (sur lequel il a, en outre, l'avantage d'être moins cher), il est à croire

que le sulfate d'alumine deviendra bientôt d'un usage général. L'albumine (blanc d'œuf) est le contre-poison du sublimé corrosif, non parce qu'il transforme celui-ci en calomélas insoluble, mais parce que l'albumine forme, *en se coagulant*, une enveloppe protectrice qui s'oppose en partie à l'action délétère du perchlorure de mercure.

L'iode, comme le chlore, forme, avec le mercure, deux composés correspondants aux chlorures.

*Protoiodure.* Il est d'un vert foncé, insoluble dans l'eau.

On l'obtient par des procédés tout à fait analogues à ceux par lesquels on obtient le protochlorure. En précipitant un protosel de mercure par un iodure alcalin, on l'obtient à l'état d'hydrate. Sa composition est  $Hg^2I$ , analogue à celle du protochlorure ( $Hg^2Cl$ ).

*Periodure (iodide, biiodure).* Il est d'un beau rouge et se volatilise en vapeurs jaunâtres qui se condensent, par le refroidissement, sous forme de lames rhomboïdales. Comme il est un peu moins soluble que le perchlorure, on peut l'obtenir par voie de précipitation. Sa composition est  $HgI$ , analogue à celle du perchlorure ( $Hg Cl$ ).

Les iodures peuvent servir aux mêmes usages que les chlorures; le premier peut remplacer le calomélas, et le dernier le sublimé corrosif.

Le prétendu *sesquiodure* n'est qu'un iodure intermédiaire, composé de 1 équiv. de protoiodure et de 1 équiv. de periodure. Il est jaune.

Le brome forme, avec le mercure, des bromures qui ont encore plus d'analogie avec les chlorures, que les iodures.

Le fluor se comporte comme le chlore.

Le phosphore et l'arsenic produisent avec le mercure des composés noirs, fusibles, et décomposables par la chaleur.

*Alliages (amalgames) (1).*

Ils sont tous décomposables par la chaleur. Le mercure entraîne, en se volatilissant, une certaine quantité du métal avec lequel il se trouve amalgamé; et à son tour le métal fixe qui reste retient des traces de mercure qu'il abandonne difficilement, quelque forte que soit la chaleur.

*Étain.* Le mercure s'amalgame très-facilement avec l'étain. Le *tain* est un amalgame employé dans la fabrication des glaces. A cet effet, on verse du mercure sur une feuille d'étain étendue horizontalement; l'on y applique ensuite le verre dont on veut faire une glace. L'amalgame d'étain adhère à la surface du verre qui se trouve en contact avec lui, l'autre surface restant libre. Cet amalgame se compose d'environ 3 parties de mercure et de 1 partie d'étain. Il y a, en général, contraction dans les amalgames d'étain.

*Zinc.* En versant  $2\frac{1}{2}$  part. de mercure sur 1 partie de zinc chauffé, on obtient un amalgame qui, réduit en poudre, sert à frotter les coussins des machines électriques.

*Bismuth.* Ce métal se combine très-facilement avec le mercure, dans lequel il semble se dissoudre. L'amalgame qui se produit est susceptible de cristalliser.

*Plomb.* Le mercure peut dissoudre jusqu'à la moitié de son poids de plomb, sans perdre sa liquidité. Dans cet état, il tache les doigts et *fait queue*.

Des tiges d'or, d'argent, de plomb, d'étain, de zinc, plongées dans du mercure, se recouvrent, au bout d'un certain temps, de cristaux d'amalgame (*Daniel*).

Le mercure, mis en contact avec le sodium et une dissolution de sel ammoniac, se gonfle énormément; il décuple au moins son volume, en même temps qu'il se change en une masse butyreuse qui, exposée à l'air, revient à l'état de mercure métallique, en dégageant de l'ammoniaque. Cette

---

(1) *Amalgame* dérive de deux mots grecs : *αμα*, ensemble; *γαστήρ*, se marier.

espèce d'amalgame, appelé par quelques chimistes *hydrure ammoniacal de mercure et de sodium*, est probablement un amalgame de *mercure et d'ammonium*, qui, étant peu stable, se décompose à l'air en ammoniaque et en mercure (1).

A. *Sels de protoxyde de mercure (sels au minimum).*

Les sels solubles sont incolores; la plupart des sels insolubles sont d'un blanc jaunâtre. Ils ont une saveur styptique, très-désagréable, et se changent facilement en sels de peroxyde. Ils sont un peu moins vénéneux que les sels de peroxyde.

1° Les alcalis les précipitent en noir (protoxyde qui se convertit presque aussitôt en peroxyde et en mercure métallique). On fait jaillir de ce précipité des globules métalliques lorsqu'on le comprime fortement dans un linge.

2° L'acide sulfhydrique en excès les précipite en noir; si le réactif est employé en petite quantité, le précipité est blanc.

3° Le cyanoferrure de potassium les précipite en blanc.

4° L'acide chlorhydrique et les chlorures solubles y forment un précipité blanc très-peu soluble (calomélas).

5° Une lame de cuivre blanchit étant plongée dans une dissolution mercurielle. Calcinés dans un alcali ou avec toute autre base, les sels de mercure donnent, par la distillation, du mercure métallique (*excellent caractère*).

*Espèces.*

*Azotate.* En traitant du mercure en excès par l'acide azotique faible, on obtient, par évaporation, l'*azotate neutre*, cristallisé en aiguilles. Celui-ci se décompose dans l'eau en azotate basique (sous-azotate) blanc, insoluble et composé de 2 éq. de base et de 1 éq. d'acide, et en azotate acide qui reste en dissolution. Ce dernier est un caustique souvent employé dans le traitement des ulcères syphilitiques. On le connaissait

(1) Les alchimistes auraient probablement fondé sur cet amalgame, s'ils l'avaient connu, les plus grandes espérances pour arriver à la découverte de la transformation des métaux vils en métaux nobles.

autrefois sous le nom d'*eau mercurielle*, de *remède du capucin*, de *remède du duc d'Antin*. L'azotate de mercure donne par l'ammoniaque un précipité grisâtre, qui est un sous-sel à base de mercure et d'ammoniaque, si le précipitant n'est pas employé en excès. Ce sous-sel a été appelé *mercure soluble de Hahnemann*. L'azotate précipité par l'acide chlorhydrique donne du protochlorure de mercure insoluble et de l'acide azotique qui reste en dissolution. Or, si la liqueur est peu étendue et que l'acide chlorhydrique soit en excès, une grande partie du précipité, sinon la totalité, peut rentrer en dissolution; car l'acide chlorhydrique, formant avec l'acide azotique de l'eau régale, peut faire passer le protochlorure à l'état de perchlorure soluble. C'est là une circonstance importante dont il faut tenir compte dans les analyses.

*Sulfate.* En traitant le mercure par l'acide sulfurique étendu, on obtient le sulfate cristallisé en petits cristaux prismatiques. Il est soluble dans l'eau, et ne s'y décompose point, comme l'azotate, en *sous-sel* insoluble et en *sous-sel* soluble. Cette décomposition n'a lieu qu'avec le *sulfate de peroxyde* de mercure.

#### B. Sels de peroxyde de mercure (sels au maximum).

Les sels solubles sont incolores. Quelques sels insolubles sont jaunes. Ils sont très-vénéneux, surtout lorsqu'ils sont solubles.

Ils ont une saveur métallique fort désagréable. Ils ont tous une réaction acide et de la tendance à se transformer dans l'eau en *sels basiques* peu solubles et en *sels acides* très-solubles; ce qui prouve que le peroxyde de mercure est une base faible, comme en général tous les peroxydes.

1° Les alcalis les précipitent en jaune (*peroxyde hydraté*). Lorsque la liqueur contient de l'ammoniaque, le précipité est blanc.

2° L'acide sulfhydrique les précipite d'abord en blanc; en continuant d'y verser de l'acide sulfhydrique, le précipité devient jaune, rouge, et finit par devenir *noir*. Le précipité



blanc ou jaune est un sel double formé de sulfure et de sel de peroxyde de mercure. Le précipité noir est le persulfure de mercure.

3° L'acide chlorhydrique et les chlorures solubles n'y donnent point de précipité, le perchlorure de mercure étant soluble.

4° Des lames d'or, de cuivre, de fer et de zinc sont blanchies dans une dissolution de sel de mercure *au maximum*, tout comme dans une dissolution de sel mercuriel *au minimum*.

Tous les sels de mercure sont détruits par la chaleur, et donnent, par la calcination avec un alcali, du mercure métallique qui, après s'être volatilisé, se dépose sous forme de petites gouttelettes sur les corps froids qu'il rencontre. Il est inutile d'ajouter du charbon à l'alcali, car l'oxyde de mercure se réduit spontanément à la chaleur rouge.

### *Espèces.*

*Azotates.* L'azotate neutre, obtenu en traitant du mercure en excès par l'acide azotique bouillant, est incristallisable. Il a une réaction acide et ne porte pas les caractères d'un véritable sel. Dans l'eau froide, il se partage en *sel acide* très-soluble, et en *sous-sel* blanc peu soluble. Dans l'eau bouillante, le sous-sel qui se précipite est *jaune*; il était autrefois connu sous le nom de *turbith nitreux*. Le *sous-azotate* est susceptible de cristalliser. Il donne, par la calcination, du peroxyde qui, au lieu d'être coloré en beau rouge, est coloré en jaune sale, quoiqu'il soit très-pur.

*Sulfates.* Le sulfate neutre s'obtient en traitant 3 parties de mercure par 2 parties d'acide sulfurique concentré. Il est soluble dans les acides sulfurique et azotique. Mis dans l'eau, il se partage en sulfate acide très-soluble, et en *sous-sulfate* jaune peu soluble. Ce dernier est connu sous le nom de *turbith minéral*, du nom d'une plante (*convolvulacée*) qui porte le nom de *turbeth* et à laquelle on attribuait des pro-

priétés analogues à celles du sulfate basique de mercure. Ce sous-sulfate est un sel tribasique, composé de 3 équ. de peroxyde et de 1 équ. d'acide ( $3\text{HgO}, \text{SO}^3$ ). Le sulfate acide n'est pas troublé par l'ammoniaque (*sel double soluble*). Le sulfate neutre donne, avec l'ammoniaque, un sous-sel double peu soluble, qui, étant desséché, fond sur les charbons ardents.

#### BISMUTH.

SYNONYME. *Wismuth* (allemand.).

*Propriétés physiques.* Le bismuth est un métal d'un blanc tirant sur le rouge. Il est cassant, insipide et inodore. Son poids spécifique est 9,822. Sa structure est lamelleuse. Le bismuth est, de tous les métaux, celui qui cristallise le plus facilement : il cristallise en trémies pyramidales qui dérivent du cube. A l'état de pureté il est un peu ductile, et lorsqu'on le ploie, il fait entendre un cri semblable au cri de l'étain (*Chaudet*). Il fond à la température de  $247^\circ$  : on peut le couler sur du papier. Il est volatil à une température élevée; cependant il ne l'est pas assez pour qu'on puisse le distiller.

*Propriétés chimiques.* Le bismuth se ternit à l'air humide et se recouvre d'une pellicule d'un brun rougeâtre. Par le grillage il se change en une poudre brunâtre (*cendres de bismuth*) qui paraît être un mélange de protoxyde et de bismuth métallique. A la chaleur rouge, il brûle, au contact de l'air, avec une légère flamme bleue, en répandant des vapeurs jaunes. Il ne décompose l'eau à aucune température. L'acide sulfurique concentré l'attaque à chaud et le dissout avec dégagement d'acide sulfureux. L'acide chlorhydrique et l'acide sulfurique faible ne l'attaquent pas sensiblement. L'acide azotique et l'eau régale sont les véritables dissolvants du bismuth. Le bismuth se combine difficilement avec le phosphore et l'arsenic. Il se combine directement avec le soufre et le sélénium, à l'aide de la chaleur. Il brûle avec flamme dans le chlore gazeux. Il s'allie avec la plupart des métaux.

*État.* Le bismuth se rencontre, comme l'or, presque toujours à l'état natif, en masses lamellaires, ou cristallisé en cubes. Il n'existe que dans les terrains anciens, où il accompagne les minerais de plomb, de cuivre et d'argent. Il contient presque toujours un peu d'argent et d'arsenic. On le trouve en Saxe, en Bohême, en Carinthie, en Suède et en Norvège.

Les espèces minérales de bismuth sont fort rares :

1° *Sulfure plombo-cuivreux (nadelierz)*. On ne trouve cette espèce que dans les mines de Bérézof en Sibérie. Elle est d'un gris d'acier, d'une légère teinte rougeâtre, et renferme, outre le plomb et le cuivre, du tellure et du nickel.

2° *Tellure de bismuth*. Il se présente en lames hexagonales ou irrégulières, à cassure striée, d'un gris de plomb. Il est ordinairement accompagné de minerai d'or. On le rencontre en petite quantité à Schoubkan, près de Schemnitz (Hongrie), en Transylvanie et en Norvège.

3° *Arséniure*. Il ressemble à l'arsenic natif. On le trouve à Palbaum, près de Marienberg (Saxe).

4° *Oxyde*. Il est très-rare et ne se rencontre qu'à l'état pulvérulent à la surface du bismuth natif.

5° *Sulfure*. Il est d'un gris de plomb éclatant, lamelleux ou en aiguilles rayonnées.

*Préparation.* Comme le bismuth se rencontre le plus ordinairement à l'état natif, on n'a qu'à le débarrasser de sa gangue pour le livrer au commerce. Pour avoir le bismuth chimiquement pur, on traite le bismuth du commerce par différents procédés :

1° On dissout le bismuth du commerce dans de l'acide azotique ; on ajoute ensuite à l'azotate de bismuth une quantité d'eau suffisante pour précipiter le bismuth à l'état de sous-azotate blanc. Enfin, en calcinant le précipité avec du charbon et un fondant, on obtient le bismuth sensiblement pur.

2° On concasse le bismuth du commerce en petits mor-

ceaux, et on le fait fondre dans un creuset, après l'avoir préalablement mélangé avec environ un dixième de son poids de salpêtre. Tous les métaux étrangers sont oxydés par le salpêtre, ainsi qu'une portion de bismuth. Le résidu est du bismuth renfermant une certaine quantité d'oxyde. Pour avoir le bismuth pur, on le fait refondre dans un creuset brasqué.

Mais aucun de ces procédés n'enlève au bismuth tout l'argent qu'il peut contenir, et il en contient jusqu'à 0,0013.

Il est encore plus difficile de séparer l'argent du bismuth, au moyen de la coupellation, que de le séparer du plomb par ce même procédé. Comme le bismuth fond à une température peu élevée, ne pourrait-on pas se servir de la *fusion* pour amener la séparation de ces métaux? (Voy. *Plomb*, pag. 358)

*Historique.* Agricola (vers 1520) fait déjà mention du bismuth comme d'un métal particulier. Avant cette époque le bismuth avait été probablement confondu avec le plomb.

### *Composés oxygénés.*

On connaît deux degrés d'oxydation du bismuth : 1° le *protoxyde*, 2° le *peroxyde*. Le premier seul fait fonction de base. Le prétendu *sous-oxyde* qui se forme lentement par l'exposition du métal au contact d'un air humide, n'est autre chose qu'un mélange de protoxyde et de bismuth métallique.

1° *Protoxyde*. A l'état *anhydre* il est jaunâtre, pulvérulent, se colorant passagèrement en brun pendant la calcination. Il fond à la chaleur rouge et, comme la litharge, il traverse les coupelles et les vases de grès. Il est facilement réductible par le charbon. Il se comporte au chalumeau à peu près comme le tellure et l'antimoine. Au chalumeau il se réduit instantanément sur le charbon; en continuant à l'exposer à la flamme, il se volatilise sensiblement et s'entoure d'une auréole à bord rouge ou orangé.

A l'état d'*hydrate*, le protoxyde de bismuth est blanc et perd

facilement son eau par la chaleur. Il se combine bien avec les acides. Parmi les alcalis, l'ammoniaque seule en dissout une petite quantité. Il est sensiblement soluble dans les huiles. Chauffé avec du sel ammoniac il donne naissance à une poudre blanche volatile qui porte le nom de *fleurs argentines de bismuth* (chlorure double de bismuth et d'ammonium).

*Composition.*  $\text{BiO} = 886,918 (\text{Bi}),$   
 $\quad \quad \quad 100 \quad (\text{O}),$

$986,918 = 1 \text{ équiv. de protoxyde de bismuth.}$

On le prépare en calcinant l'azotate de bismuth.

2° *Peroxyde.* Il est de couleur puce foncée, semblable au peroxyde de plomb. A la température de  $350^\circ$  environ, il se transforme en protoxyde jaune. Il est facilement réduit par le charbon. Les acides sulfurique, azotique et phosphorique l'attaquent en dégageant de l'oxygène; sous ce rapport le peroxyde de bismuth se comporte absolument comme le peroxyde de plomb.

*Composition.*  $\text{Bi}^2 \text{O}^3.$  (Stromeyer.)

On l'obtient en faisant bouillir avec un chlorite alcalin le protoxyde hydraté.

#### *Composés sulfurés.*

*Sulfure.* Il est d'un gris bleuâtre, semblable au sulfure d'antimoine. Il cristallise en prismes tétraèdres aciculaires entrelacés. Il est fusible et volatil. Il est réduit par le fer. Chauffé au contact de l'air, il bouillonne et répand des vapeurs mêlées de gaz acide sulfureux. On le rencontre naturellement en Saxe, en Bohême, etc.

*Composition.*  $\text{Bi}^2 \text{S}^3$ , analogue à celle du peroxyde ( $\text{Bi}^2 \text{O}^3$ ).

Il existe probablement un sulfure de bismuth ( $\text{BiS}$ ), analogue au protoxyde.

Le sélénium se comporte comme le soufre.

*Composés chlorés.*

*Chlorure.* Il est blanc, déliquescent, de consistance butyreuse (*beurre de bismuth*). Il est très-volatil. Il se décompose dans l'eau en *oxychlorure* blanc qui se précipite, et en acide chlorhydrique qui reste en dissolution avec une petite quantité de chlorure. Cet oxychlorure est quelquefois employé comme fard, sous le nom de *blanc d'Espagne*.

*Composition.*  $\text{BiCl}$ , analogue au protoxyde.

On peut l'obtenir directement en projetant du bismuth en poudre dans du chlore gazeux. La combinaison est accompagnée de chaleur et de lumière.

Le *brôme*, l'*iode* et probablement le *fluor* donnent avec le bismuth des composés analogues.

Le *phosphore* a très-peu d'affinité pour le bismuth.

L'*arséniure* de bismuth est peu stable, et complètement décomposable par la chaleur. L'arsenic rend le bismuth très-combustible.

*Alliages.* Le bismuth forme avec l'étain, le plomb et le mercure, un alliage fusible à la température de l'eau bouillante (voy. *Plomb*, p. 360). Avec l'argent, il donne un alliage d'un blanc éclatant, connu sous le nom d'*argent mussif*.

*Sels de bismuth.*

*Caractères généraux.* Ils sont blancs ou incolores. Ceux d'entre eux qui sont solubles se décomposent dans l'eau en sous-sels blancs très-peu solubles, et en sursels très-solubles.

1° Les alcalis les précipitent en blanc. Le précipité est insoluble dans un excès de précipitant.

2° Le carbonate de potasse les précipite en blanc. Ce précipité est complet; il retient seulement un peu de potasse. Le précipité produit par le carbonate de soude est moins complet. Le carbonate d'ammoniaque en excès y donne un préci-

pité complet. Par la chaleur, on classe tout le carbonate d'ammoniaque, et on a l'oxyde de bismuth pur.

3° L'acide sulfhydrique précipite tout le bismuth à l'état de sulfure noir.

4° La noix de galle les précipite en jaune clair.

5° L'acide iodhydrique et les iodures alcalins y produisent un précipité brun très-soluble dans un excès d'iodure alcalin.

6° Le cyanoferrure de potassium les précipite en blanc.

7° Le fer, le zinc, le cuivre et l'étain précipitent le bismuth de ses dissolutions.

### *Espèces.*

*Azotate.* Il cristallise en prismes blancs, contenant 1 éq. d'eau. Il a une réaction acide. Il est soluble dans une petite quantité d'eau. Dans une grande masse d'eau, il se décompose en *sous-azotate*. Ce sous-azotate porte les noms de *blanc de fard*, de *magister de bismuth*. Il est quelquefois employé en médecine. On peut employer l'azotate de bismuth comme encre sympathique, en exposant au contact de l'hydrogène sulfuré les caractères tracés avec une dissolution de ce sel.

*Composition.*  $\text{BiO}, \text{NO}^5 + \text{HO} = 1$  équiv. d'azotate de bismuth cristallisé.

On le prépare en dissolvant à la température ordinaire le bismuth pur par l'acide azotique. L'action est extrêmement vive, si le métal est en poudre.

*Sulfate.* Il est difficile de l'obtenir neutre. Mis dans l'eau, il se partage en sulfate tribasique et en sulfate acide qui est susceptible de cristalliser en aiguilles par l'évaporation. Le sulfate acide se décompose, à son tour, dans une grande quantité d'eau, en sulfate basique et en sulfate acide; en répétant cette dissolution un certain nombre de fois, on finit par séparer à peu près tout le bismuth.

## DIXIÈME FAMILLE.

STANNACÉS (*Stannacea*).

Cette famille comprend l'étain, le molybdène, le tungstène, l'urane et le vanadium. L'histoire de quelques-uns de ces corps laisse encore beaucoup à désirer. Voici les principaux points d'analogie qui peuvent être invoqués en faveur de l'établissement de cette famille.

1° L'étain, le molybdène, le tungstène, l'urane et le vanadium ont tous une grande affinité pour l'oxygène.

2° Ils peuvent se combiner avec l'oxygène en plusieurs proportions.

3° Les peroxydes des stannacés sont de véritables acides susceptibles de se combiner avec les bases, pour former des stannates, des molybdates, des tungstates, des uranates et des vanadates, cristallisables et à proportions définies.

4° Les protoxydes des stannacés sont tous des bases très-faibles. Leurs combinaisons avec les oxacides sont en général incristallisables, à proportions indéterminées, et conservent une réaction acide; en un mot, ce ne sont pas de véritables sels.

5° Le chlore, le brome et le soufre se combinent avec les stannacés, en autant de proportions que l'oxygène.

6° Les stannacés s'accompagnent souvent dans leurs minerais respectifs, circonstance qui peut mettre sur la voie de leur isomorphisme.

## ÉTAIN.

ÉTYMOLOGIE. Le nom d'étain vient, par corruption, du mot latin *stannum*.

SYNONYME. *Zinn* (alle.).

*Propriétés physiques.* L'étain est d'un beau blanc d'argent. Il acquiert, par le frottement, une odeur particulière. Il est un peu moins mou que le plomb et dépourvu d'élasticité. Il est susceptible de cristalliser en prismes. Quand on le plie il fait entendre un petit craquement, appelé par les anciens, *cri de l'étain* (qui est dû au dérangement de la structure cristalline). Sa densité est 7,291. C'est un des métaux les plus malléables; il peut se réduire, sous le laminoir, en feuilles



extrêmement minces, vendues dans le commerce sous le nom de *stanniol* ou de *Zinfolie*. L'étain est très-ductile et assez tenace. Il faut un poids de 24 kilog. pour rompre un fil de 2 millimètres de diamètre. C'est le métal le plus fusible; il fond à 228°. On peut le couler, étant fondu, sur du papier et d'autres étoffes sans les brûler. Lorsqu'on le fait fondre et tomber dans l'eau, on l'obtient dans un état de division particulier, appelé *grenaille d'étain*. L'étain paraît être un peu volatil.

*Propriétés chimiques.* Chauffé au contact de l'air il brûle avec flamme et se convertit en peroxyde. L'étain, coulé dans des moules, présente à sa surface une couleur irrisée, ce qui tient à des phénomènes d'oxydation. Il décompose l'eau à la chaleur rouge et se change en protoxyde. L'acide azotique très-concentré n'attaque pas l'étain; étendu, il l'attaque, le transforme en peroxyde sans le dissoudre. L'acide sulfurique ne l'attaque qu'à chaud. L'acide chlorhydrique le dissout promptement avec dégagement d'hydrogène. L'eau régale l'attaque vivement à froid. Les alcalis fixes le dissolvent: l'étain s'oxyde aux dépens de l'eau, en même temps qu'il se dégage de l'hydrogène. Il brûle avec flamme dans le chlore gazeux. L'étain s'allie avec presque tous les métaux.

*État.* Il existe un petit nombre de pays possédant des mines d'étain assez importantes pour mériter d'être exploitées en grand. Ces pays, en quelque sorte privilégiés, sont, en Europe, l'Angleterre, la Saxe et la Bohême; en Asie, Banka et Malakka. On ne rencontre jamais l'étain à l'état natif. Les minéraux d'urane, de tantale, de titane et de zinc, contiennent presque toujours des traces d'oxyde d'étain. On trouve l'étain dans la nature:

1° A l'état d'oxyde, en filons et en veinules disséminées dans les terrains anciens. On a découvert deux gîtes d'étain en France, l'un à Piriac (Seine-Inférieure), l'autre à Vaulry (Haute-Vienne); mais ils ne sont pas assez importants pour être exploités avec avantage. L'oxyde d'étain natif est d'un brun rougeâtre, quelquefois gris verdâtre. Il est presque tou-

jours mêlé avec du peroxyde de fer, avec de l'oxyde de manganèse et de l'oxyde de tantale.

2° A l'état de *sulfure* l'étain est fort rare. On ne l'a encore rencontré qu'en Cornouailles et au Mexique; et encore est-ce le sulfate de cuivre qui prédomine dans ce minerai.

*Préparation.* On grille le minerai d'étain pour en expulser le soufre et l'arsenic qu'il pourrait contenir, et l'on réduit l'oxyde d'étain avec du charbon. L'étain du commerce n'est jamais pur. L'étain anglais, qui passe pour le plus pur parmi les étains de l'Europe, contient presque toujours des traces de cuivre, de plomb et quelquefois d'arsenic.

Pour avoir l'étain chimiquement pur, il faut traiter l'étain du commerce par l'acide nitrique, laver l'oxyde qui en résulte et le réduire avec du charbon. L'étain, parfaitement pur, a un cri bien plus prononcé que l'étain du commerce.

*Historique.* L'étain est un des métaux le plus anciennement connus. Les îles Cassitérides (1), dont parlent les anciens géographes, et le commerce des Phéniciens sur les côtes de l'Espagne témoignent de la haute antiquité de l'étain. Les alchimistes l'avaient consacré à Jupiter en le représentant par le symbole  $\Sigma$  de la planète du même nom.

*Alliages.* Le *fer-blanc* est un alliage d'étain et de fer. Une feuille de fer bien décapé (*tôle*) qu'on plonge dans un bain d'étain, se mouille comme dans l'eau; à mesure que la couche d'étain se refroidit, elle reste fortement adhérente au fer (superposition de l'étain). Un barreau aimanté est propre à déceler la plus légère trace de cet alliage. L'étain rend le fer très-cassant et susceptible de s'altérer rapidement dans l'eau. En lavant le fer-blanc avec de l'eau régale ou avec de l'acide azotique affaibli, on met à découvert la face cristalline de l'étain offrant des bigarrures et des dessins bizarres assez agréables à la vue. C'est là ce qui constitue le *moiré* (mot tartare signifiant *bigarrure*) qui se vendait autrefois au poids de l'or et que

---

(1) Du grec *κασσιτέρη*, étain.

les Chinois et les Orientaux connaissaient bien longtemps avant les Européens. Comme le *moiré* se ternit à l'air, il faut le recouvrir d'une légère couche de vernis. Le *moiré* n'est autre chose que la cristallisation naturelle de l'étain allié avec le fer. Les acides enlèvent la couche d'étain la plus superficielle, ternie par l'action de l'air et confusément cristallisée par suite d'un refroidissement brusque et inégal.

### *Composés oxygénés.*

Il existe trois oxydes d'étain dans lesquelles les proportions de l'oxygène sont entre elles comme les nombres 1,  $1\frac{1}{2}$ , 2.

1° *Protoxyde*. Il est d'un gris noir. Il est très-avide d'oxygène et se suroxyde facilement. Chauffé à l'air il brûle comme de l'amadou et se change en peroxyde. A l'état hydraté il est blanc, soluble dans les acides, dans les alcalis fixes, et insoluble dans l'ammoniaque.

*Composition*:  $\text{SnO} = 735,296 \text{ (Sn)},$   
 $\quad\quad\quad 100 \quad\quad\quad (\text{O}),$   
 $835,296 = 1 \text{ équival. de protoxyde}$   
 $\quad\quad\quad \text{d'étain.}$

En traitant le protochlorure d'étain par l'ammoniaque, on obtient un précipité blanc; on l'évapore pour chasser l'eau et l'ammoniaque. Le résidu pulvérulent est d'un gris noir; c'est le protoxyde d'étain.

2° *Sesquioxide*. A l'état d'hydrate, il se présente sous la forme d'une masse blanche, gélatineuse et difficile à laver. Calciné à l'abri du contact de l'air, il est noir.

*Composition*.  $\text{Sn}^2\text{O}^3$ .

On l'obtient en faisant digérer dans du protochlorure d'étain du sesquioxyde de fer hydraté.

3° *Peroxyde (acide stannique)*. Préparé par l'action de l'acide azotique sur l'étain, le peroxyde d'étain se présente sous la forme d'une poudre blanche, contenant de l'eau qui

s'en va vers 300°. Il est complètement insoluble dans l'acide azotique. Préparé en précipitant le bichlorure (chloride) d'étain par l'ammoniaque, ce même peroxyde est d'un jaune pâle, gélatineux; desséché à l'air, il devient d'un blanc lustré comme de la soie, et il est un peu soluble dans l'acide azotique. Ainsi, le peroxyde d'étain préparé de deux manières différentes, possède quelques propriétés différentes, bien que dans l'un et dans l'autre cas, sa composition soit la même. (*Isomérisie*). — Le peroxyde d'étain étant insoluble dans l'acide nitrique, comme du reste dans presque tous les acides, il est facile de séparer l'étain des autres métaux qui, comme le plomb, le fer, le cuivre, sont tous très-solubles dans l'acide azotique. Il convient d'appeler le peroxyde d'étain *acide stannique*; car, il n'a pas la moindre affinité pour les acides, tandis qu'il rougit le tournesol et se combine avec les bases. Fondu avec le borax ou avec le phosphate de soude, il donne un émail blanc, employé dans la fabrication des cadrans de montres, etc.

*Composition.* Sn O<sup>2</sup>.

#### *Composés sulfurés.*

Les degrés de sulfuration suivent la même progression que les degrés d'oxydation : 1, 1  $\frac{1}{2}$ , 2.

1° *Protosulfure*. Il est d'un gris de plomb, mou et à cassure lamelleuse. Il est un peu moins fusible que l'étain. Par le grillage, il se transforme en peroxyde d'étain. Il se mélange en toutes proportions avec l'étain métallique. C'est le plus stable des sulfures d'étain.

*Composition.* SnS.

On l'obtient par la voie humide, en précipitant le protochlorure par l'hydrogène sulfuré; ou, par la voie sèche, en chauffant directement le soufre avec l'étain en proportions convenables.

2° *Sesquisulfure*. Il est d'un jaune grisâtre d'un éclat métallique. A la température blanche il se convertit en protosulfure, avec dégagement de soufre.

*Composition.*  $\text{Sn}^{\text{I}} \text{S}^{\text{I}}$ .

On l'obtient en chauffant le protosulfuré avec du soufre, jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de soufre.

3° *Persulfure (or mussif, or de Judée, or mosaïque).* Il existe sous forme de lames ou d'écailles micacées d'un jaune d'or, douces au toucher. A la chaleur rouge, il dégage la moitié de son soufre et se transforme en protosulfure.

*Composition.*  $\text{Sn}^{\text{I}} \text{S}^{\text{II}}$ , analogue à celle du peroxyde.

On l'obtient à l'état de poussière jaunâtre, en précipitant le perchlorure d'étain par l'hydrogène sulfuré. Le potassium donne, avec ce même réactif, un précipité brun marron. Dans les arts, on le prépare par la voie sèche, en chauffant dans un matras un amalgame d'étain, composé de 12 p. d'étain et de 3 p. de mercure (le mercure sert à la division de l'étain), avec 7 p. de soufre et 3 p. de sel ammoniac. Le sulfure ainsi obtenu est agrégé sous forme de pains, ayant une coloration un peu différente de celle que présente l'or mussif obtenu par la voie humide. L'or mussif est employé pour frotter les coussins des machines électriques.

Le persulfure d'étain est un acide analogue au peroxyde. Il faudrait l'appeler acide *sulfo-stannique*. Il se combine avec les sulfures alcalins (sulfo-bases), pour former des *sulfo-sels* (sulfures doubles).

Le phosphore et l'arsenic, en se combinant avec l'étain, donnent naissance à des composés fusibles, et résistant à une forte température sans se décomposer.

Le carbone ne paraît pas se combiner avec l'étain.

#### *Composés chlorés.*

Les composés de chlore correspondant aux composés d'oxygène sont :

1° *Le protochlorure d'étain.* Il est d'un blanc grisâtre, à cassure résineuse. Il est fusible et volatil. Comme il a une grande tendance à se changer en *chloride* (perchlorure), il enlève

le chlore aux chlorures de fer, de cuivre, de mercure, etc. Il se dissout dans une petite quantité d'eau. Si l'eau est en trop grande quantité, il se produit un précipité blanc d'*oxychlorure* formé de 1 éq. de protoxyde d'étain, de 1 éq. de chlorure et de 2 éq. d'eau. L'eau qui surnage est acide : elle contient de l'acide chlorhydrique libre. Aussi, avant de dissoudre le protochlorure, faut-il préalablement aiguïser l'eau avec un peu d'acide chlorhydrique qui s'oppose à la décomposition de l'eau, et, conséquemment, à la formation d'un oxychlorure insoluble. La dissolution du protochlorure d'étain est aussi avide d'oxygène qu'elle est avide de chlore. C'est ce qui fait que l'on s'en sert comme d'un moyen désoxygénant : dans cette action dés-oxygénante, le protochlorure d'étain se transforme en perchlorure très-soluble et en peroxyde peu soluble, à moins que la liqueur ne soit très-acide. Le protochlorure d'étain ramène *au minimum* les sels de fer et de manganèse *au maximum* ; il réduit les oxydes d'antimoine, les acides arsénieux, arsenique, etc. Il absorbe le chlore gazeux avec chaleur et lumière. Il précipite l'or de ses dissolutions ; le précipité est marron ou vert ; il est d'une belle couleur pourpre (*pourpre de Cassius*), si le protochlorure d'étain contient un peu de perchlorure. Il ramène le perchlorure de mercure (sublimé corrosif) à l'état de protochlorure (calomélas) et même à l'état de mercure métallique, si le protochlorure d'étain se trouve en excès dans la liqueur. Il ramène le perchlorure de cuivre à l'état de protochlorure, etc. Le protochlorure d'étain se combine avec les chloro-bases, (chlorures alcalins) pour former des chloro-sels dans lesquels il joue le rôle d'acide.

*Composition.*  $\text{SnCl}$  ou  $\text{Sn Cl}^2$ .

On obtient le protochlorure d'étain sous la forme d'une matière vitreuse, en chauffant le protochlorure de mercure avec de l'étain. En traitant à une douce chaleur l'étain par l'acide chlorhydrique, on obtient le protochlorure d'étain cristallisé en petites aiguilles prismatiques blanchâtres, contenant un certain nombre d'équivalents d'eau que l'on n'a pas encore évalués.

Dans cet état, il est connu dans le commerce sous le nom de *sel d'étain*. On l'emploie comme mordant dans la teinture.

2° Le *perchlorure* (*deutochlorure*, *bichlorure*, *chloride*, *liqueur fumante de Libavius*, *spiritus Libavii*) est liquide, incolore, plus pesant que l'eau, d'une odeur suffocante, très-volatil et fumant à l'air. Il bout à 120°. Ses vapeurs sont très-lourdes : leur densité est 9, 2. Le perchlorure d'étain a une grande affinité pour l'eau ; lorsqu'on le met en contact avec une petite quantité d'eau, il se prend en une masse blanche présentant une sorte de cristallisation confuse. Il dissout l'étain métallique en le transformant en protochlorure. Il n'a point la propriété désoxygénante ni la propriété *déchlorurante* du protochlorure. Il ne précipite point la dissolution d'or. Il est employé comme mordant dans la teinture en écarlate.

*Composition.*  $\text{SnCl}^3$  ou  $\text{SnCl}^4$ .

On l'obtient anhydre, par la distillation, en chauffant ensemble 4 parties de sublimé corrosif avec 1 p. de grenaille d'étain. On l'obtient directement en brûlant l'étain dans du chlore gazeux. Le perchlorure d'étain est un acide comme le peroxyde. Il convient de lui donner le nom d'acide *chlorostannique*. Il se combine avec les chlorures alcalins pour former des chlorosels cristallisables.

Le *brôme* et l'*iode* forment des composés analogues à ceux que produit le chlore avec l'étain.

### *Sels d'étain.*

On distingue deux espèces de sels d'étain : 1° les sels *au minimum*, 2° les sels *au maximum*.

*Caractères communs aux deux espèces.* Ils ont une réaction acide. Le zinc, le fer, le cadmium, précipitent l'étain de ses dissolutions sous forme de poudre grise qu'on peut aplatir sous le marteau et réunir en un petit culot d'étain métallique. Fondus avec du borax, les sels d'étain donnent des émaux opaques, qu'on applique sur la faïence ou sur la poterie.

Comme la faïence et la couche d'émail qui la recouvre sont inégalement dilatables, il arrive que la surface se fendille sous l'influence de la chaleur.

*A. Sels au minimum.*

1° La potasse et la soude les précipitent en blanc ; le précipité est soluble dans un excès de précipitant.

2° L'ammoniaque les précipite de même ; mais un excès ne redissout pas le précipité.

3° L'acide sulfhydrique y produit un précipité brun chocolat.

4° Le cyanoferrure de potassium les précipite en blanc gélatineux.

5° Les iodures alcalins y forment un précipité qui passe promptement au rouge, et qui se dissout dans un excès de précipitant.

*B. Sels au maximum.*

1° La potasse et la soude les précipitent en blanc ; le précipité est insoluble dans un excès de précipitant.

2° L'ammoniaque les précipite de même ; mais le précipité est soluble dans un excès d'ammoniaque.

Ce précipité devient gris par la calcination ; tandis que le précipité de protoxyde reste blanc à toutes les températures.

3° L'hydrogène sulfuré y donne un précipité jaune (*or mussif*).

4° Les iodures alcalins ne les troublent pas.

5° Le cyanoferrure de potassium y produit un précipité gélatineux jaunâtre.

6° Le zinc y forme un précipité blanc de protoxyde d'étain, avec dégagement d'hydrogène.

*Espèces.*

*Sulfate de protoxyde.* Il est soluble dans l'eau et cristallise en prismes très-minces. On l'obtient en versant de l'acide



sulfurique dans une dissolution de protochlorure d'étain.

*Azotate de protoxyde.* Il est très-acide et incristallisable. Il lui manque donc les vrais caractères d'un sel.

Les prétendus *deutosulfate* et *deutoazotate* d'étain ne sont point de véritables composés salins. Ils sont liquides, incristallisables, et l'eau en précipite du peroxyde d'étain. La division des sels d'étain, en *protosels* et en *persels* ( sels *au maximum* et sels *au minimum* ), ne comprend pour ainsi dire que le *protochlorure* et le *perchlorure* d'étain.

### MOLYBDÈNE.

**ÉTYMOLOGIE.** Le nom de molybdène vient du grec *μολυβδαίνα*, *plombagine*; parce que le minéral dont on retire le molybdène, avait été autrefois confondu avec la plombagine.

*Propriétés physiques.* Le molybdène est d'un blanc d'argent mat, susceptible de prendre le poli (Buchholz). Il est très-peu malléable et presque infusible. Son poids spécifique est 8,6. Obtenu par la réduction de l'acide molybdique par l'hydrogène à une température élevée, il se présente sous forme de poudre d'un gris cendré.

*Propriétés chimiques.* Le molybdène est peu altérable à la température ordinaire. Chauffé au contact de l'air, il devient brun, puis bleuâtre, et finit par se transformer en acide molybdique en répandant d'épaisses fumées.

L'acide sulfurique concentré l'attaque à chaud avec dégagement d'acide sulfureux. L'acide azotique l'attaque facilement, même à froid. Les acides chlorhydrique et fluorhydrique ne l'attaquent ni à chaud, ni à froid. Le chlore, le soufre, le phosphore et l'arsenic peuvent se combiner directement avec le molybdène. Le chlore liquide le dissout, et la liqueur qui en résulte est bleue. Le molybdène peut s'allier avec un grand nombre de métaux.

*État.* Les principaux minerais de molybdène sont :

1° Le *sulfure de molybdène* (*Wasserblei, Molybdänglanz*).

Il est d'un gris de plomb, fragile et semblable à la plomagine. Il tache les doigts et le papier en noir. Il existe dans les minerais d'étain, en Saxe, en Bohême, etc. On le trouve disséminé dans les roches primitives, dans le granit, etc.

2° L'*acide molybdique*. On le rencontre en très-petite quantité, sous forme d'efflorescences blanches ou jaunâtres, provenant probablement de la décomposition naturelle du sulfure.

3° Le *molybdate de plomb* (voy. *Plomb*, pag. 357).

On rencontre encore le molybdène dans quelques produits métallurgiques provenant des minerais d'étain.

*Préparation*. On obtient le molybdène en réduisant l'acide molybdique, soit au moyen du charbon, dans un creuset brasqué, soit au moyen de l'hydrogène à une température élevée.

*Historique*. Scheele retira le premier, en 1718, du minerai de sulfure, le molybdène à l'état d'acide. Ce ne fut que plus tard que Hielm fit connaître le molybdène à l'état métallique.

#### *Composés oxygénés.*

On connaît trois degrés bien distincts d'oxydation du molybdène :

1° Le *protoxyde*. Il est noir, soit à l'état anhydre, soit à l'état d'hydrate. Chauffé au contact de l'air, il se transforme partiellement en peroxyde. Il se dissout dans la plupart des acides, à l'égard desquels il joue le rôle de base.

*Composition*.  $\text{MoO} = 598,520 \text{ (Mo)}$

100 (O)

---

$698,520 = 1 \text{ équiv. de protoxyde de molybdène.}$

On l'obtient en faisant digérer un molybdate ou l'acide molybdique avec de l'acide chlorhydrique et du zinc. L'acide molybdique se convertit en chlorure de molybdène, d'où l'on précipite, au moyen d'un alcali, le protoxyde noir de molybdène.

2° Le *bioxyde* (deutoxyde). Il est d'un brun foncé à l'état anhydre ; de couleur de rouille à l'état d'hydrate. Dans ce dernier état il est assez soluble dans l'eau distillée, à laquelle il communique une couleur jaune, et en même temps une saveur légèrement astringente. Il rougit alors sensiblement le papier de tournesol. Il ne se dissout pas dans les acides. Le chlore le change en acide molybdique et en perchlorure.

*Composition* :  $\text{MoO}^3$ .

On l'obtient en calcinant du molybdate de soude avec du sel ammoniac et en faisant bouillir le résidu avec de la potasse caustique étendue d'eau, pour enlever tout l'acide molybdique.

3° L'*acide molybdique*. Il se présente sous forme de poudre blanche, onctueuse au toucher. Il est fusible à la chaleur rouge et ne tarde pas à se volatiliser en répandant des vapeurs blanches. Pendant qu'on le chauffe il se colore en jaune ; mais cette couleur disparaît dès que la température vient à s'abaisser. A l'état hydraté il se dissout dans les acides, en formant des composés particuliers peu connus. Il se dissout très-bien dans les alcalis ; il forme, avec la crème de tartre, une espèce d'émétique. L'acide molybdique peut subir des phénomènes de colorations variées en perdant une partie de son oxygène pour former des oxydes intermédiaires. Ses dissolutions bleuissent par l'action des rayons solaires, par une ébullition prolongée, par le contact du fer, du zinc, de l'étain, de l'hydrogène sulfuré, etc.

*Composition*.  $\text{MoO}^3$ .

On l'obtient soit par le grillage du sulfure (c'est ainsi que Scheele l'a obtenu le premier), soit en chauffant avec de l'acide azotique un oxyde ou un sel de molybdène.

L'*oxyde bleu* est une combinaison de bioxyde et d'acide molybdique. A l'état d'hydrate il ressemble absolument à l'indigo. Il est soluble dans l'eau, qu'il rend acide.

L'*oxyde vert* est également un oxyde intermédiaire dans lequel la proportion de bioxyde est plus forte que dans

l'oxyde bleu. Mis dans l'eau il se décompose en oxyde bleu et en deutoxyde. On l'obtient en faisant digérer, dans un flacon bien bouché, un mélange d'acide molybdique, de molybdène et d'eau (*Berzelius*).

*Composés chlorés.*

Il existe trois chlorures qui correspondent aux oxydes :  
 1° le *protochlorure* est très-soluble et incristallisable. On l'obtient en traitant le protoxyde de molybdène par l'acide chlorhydrique. Il joue le rôle d'acide à l'égard des chlorures alcalins avec lesquels il forme des chlorosels.

*Composition.* Mo Cl ou Mo Cl<sup>2</sup>.

2° Le *deutochlorure* est volatil et cristallisable. Il fonctionne comme un chloracide vis-à-vis les chlorures alcalins (chlorobases). On l'obtient en faisant passer un courant de chlore sur du molybdène chauffé au rouge.

*Composition.* Mo Cl<sup>3</sup> ou Mo Cl<sup>4</sup>.

3° Le *perchlorure* est volatil, cristallisable, soluble dans l'eau et dans l'alcool. On l'obtient en traitant l'acide molybdique par l'acide chlorhydrique.

*Composition.* Mo Cl<sup>5</sup> ou Mo Cl<sup>6</sup>.

Le *brôme*, l'*iode* et le *fluor* se comportent comme le chlore.

Le *soufre* forme également trois sulfures correspondant exactement aux trois oxydes. Le *protosulfure* et le *deuto-sulfure* sont de véritables *sulfacides*; ils se combinent avec les *sulfobases* (sulfures alcalins) pour former des *sulfosels* (sulfures doubles).

*Sels de protoxyde de molybdène.*

Leurs dissolutions sont d'un brun foncé. Les carbonates alcalins y forment un précipité noir, soluble dans un excès de carbonate d'ammoniaque.

Les borates, les succinates, les tartrates et les oxalates alcalins y produisent également des précipités.

*Sels de bioxyde de molybdène.*

Ils sont ordinairement colorés en rouge. Les alcalis y produisent un précipité couleur de rouille, soluble dans un excès de précipitant. Le cyanoferrure de potassium y donne un précipité brun foncé, soluble dans un excès de précipitant.

*Molybdates.*

Les acides forts les précipitent en blanc ; le précipité est soluble dans un excès d'acide.

L'acide sulfureux les bleuit. Une lame de zinc, de fer, d'étain, rend les dissolutions de molybdates bleues d'abord, puis rouges et enfin noires.

Le cyanoferrure de potassium y produit un précipité rouge brun, soluble dans l'ammoniaque qui lui communique une teinte claire.

La noix de galle les précipite en brun noirâtre.

## TUNGSTÈNE.

ÉTYMOLOGIE. Le nom de *Tungstène* vient de *Tungstein*, nom d'un minéral dont on extrait le métal en question.

Syn. *Wolfram*, *Schwerstein* (pierre pesante).

*Propriétés physiques.* Le tungstène est d'un gris d'acier, très-dur, friable et en même temps un des métaux les plus denses. Sa densité varie de 17,22 à 17,60. Il est moins fusible que le manganèse.

*Propriétés chimiques.* Il est inaltérable à l'air, à la température ordinaire ; mais il s'oxyde à une température élevée. Les acides sulfurique et chlorhydrique ne le dissolvent pas. L'acide azotique et l'eau régale le convertissent, à l'aide de la chaleur, en acide tungstique. A la chaleur rouge sombre, le nitre le change en tungstate de potasse. Le chlore

gazeux peut se combiner directement avec le tungstène (la combinaison est accompagnée d'une flamme rouge), pour former un protochlorure; le brôme, l'iode, le fluor, sont dans le même cas. Le soufre ne se combine pas directement avec lui. Le tungstène peut se combiner avec un grand nombre de métaux auxquels il communique de la dureté sans en altérer la ductilité.

*État.* Le tungstène se trouve dans le tungstate de chaux (*Scheelite*). On rencontre ce dernier en cristaux octaédriques ou dodécaédriques blanchâtres. Il a l'aspect des corps gras; sa cassure est lamelleuse. Il contient, outre le tungstate (wolframate) de chaux, de l'oxyde de fer, de l'oxyde de manganèse et de la silice.

Le wolfram existe encore dans plusieurs minerais de plomb, de fer, de manganèse, de tantale et d'étain. Il appartient aux terrains anciens.

*Préparation.* On obtient le tungstène, en réduisant l'acide tungstique à une température élevée, au moyen de l'hydrogène ou avec la poussière de charbon.

### *Composés oxygénés.*

1° *Protoxyde de tungstène.* Obtenu en faisant arriver un courant d'hydrogène sur de l'acide tungstique légèrement incandescent, il se présente sous forme de poudre brune. Obtenu en calcinant le tungstate de potasse avec du sel ammoniac, il se présente sous la forme d'une poudre noire comme du charbon. Il brûle comme de l'amadou, au-dessous de la chaleur rouge, en se transformant en acide tungstique. Il ne se combine ni avec les acides ni avec les bases.

*Composition.*  $WO^* = 1183,000 (W),$   
 $200 (O^*),$

$1183,000 = WO^* = 1 \text{ équiv. de}$   
 protox. de tungstène.

2° *Peroxyde (acide wolframique, acide tungstique, acide*

*de Scheele*). Il est d'un jaune de soufre lorsqu'il est pur. Mêlé d'un peu de protoxyde, il est bleu ou verdâtre. Il est insipide et insoluble dans l'eau. Exposé à la lumière du soleil il prend une teinte bleue en se convertissant en oxyde intermédiaire, composé de protoxyde et de peroxyde. Il est à peu près infusible. Le charbon et l'hydrogène le réduisent aisément. Avec l'acide azotique, il donne un composé jaune citron insoluble dans l'alcool. Chauffé avec du chlorure d'ammonium il se colore en vert. Il donne avec la soude et le borax un verre jaunâtre. Avec le sel de phosphore il donne un verre bleu magnifique à la flamme intérieure du chalumeau. Il se dissout dans les alcalis avec lesquels il forme des sels bien déterminés (*wolframates, tungstates*).

*Composition.*  $\text{WO}^3 = 1183,000 \text{ (W)},$   
 $\quad \quad \quad 300 \quad \quad (\text{O}^3),$

$1483,000 = \text{WO}^3 = 1 \text{ éq. d'acide tungstique.}$

On obtient l'acide tungstique, 1° par voie de précipitation; 2° par le grillage du protoxyde; 3° par le grillage du sulfure préparé par voie humide; 4° par la calcination du tungstate d'ammoniaque, au contact de l'air.

*Oxyde intermédiaire (oxyde bleu).* Cet oxyde paraît être analogue à l'oxyde bleu de molybdène (Berzélius). Soumis au grillage il perd sa couleur bleue, en se changeant en acide tungstique. Le meilleur moyen de l'obtenir consiste à chauffer le tungstate d'ammoniaque en vase clos, à l'abri du contact de l'air. On a pour résidu une poudre bleue qu'on avait regardée autrefois comme un oxyde particulier et qui n'est autre chose qu'un composé de protoxyde et d'acide tungstique dans des proportions qui n'ont pas été encore déterminées.

#### *Composés chlorés.*

Les chlorures correspondent exactement aux oxydes.

1° *Protochloruré.* Il ressemble, par son aspect, au cinabre.

Il est très-fusible et volatil. Ses vapeurs sont rouges, semblables à celles du brôme. Il se décompose dans l'eau, en acide chlorhydrique et en protoxyde de tungstène d'un beau violet. La potasse le dissout en se transformant en tungstate, avec dégagement d'hydrogène.

*Composition.*  $\text{WCl}^3$ , ou  $\text{WCl}^4 = 1183,000 \text{ (W)},$

$442,650 \text{ (Cl)},$

$442,650 \text{ (Cl)},$

---

$2568,300 = \text{WCl}^3 = 1 \text{ éq.}$   
de protochlorure  
de tungstène.

On l'obtient en faisant passer un courant de chlore sur du tungstène métallique, chauffé au rouge.

2° *Chloride* (perchlorure) se présente sous forme de paillettes brillantes, nacrées, ressemblant à de l'acide borique. Il se volatilise à une température peu élevée, en répandant des vapeurs jaune orange.

*Composition.*  $\text{WCl}^3$  ou  $\text{WCl}^4$ .

On l'obtient en traitant par du chlore, l'acide tungstique mêlé avec du charbon.

Il joue le rôle d'acide par rapport aux chlorures alcalins, et sous ce rapport, il ressemble au peroxyde qui joue également le rôle d'acide (acide tungstique) à l'égard des oxydes alcalins.

Le brôme, l'iode et le fluor se comportent à peu près comme le chlore.

Le troisième chlorure, décrit par Wœhler, n'est probablement qu'un chlorure intermédiaire (composé de protochlorure et de perchlorure), analogue à l'oxyde bleu.

*Sels d'acide tungstique (wolframates, tungstates).*

*Caractères généraux.* Les tungstates alcalins et celui de magnésie sont seuls solubles. Ils sont, en général, diversement colorés. Les acides forts en précipitent incomplètement l'acide tungstique.



Dans les tungstates neutres, l'oxygène de la base est le tiers de l'oxygène de l'acide.

1° Les sulfures et l'hydrogène sulfuré ne troublent pas les tungstates alcalins (les sulfures doubles étant solubles).

2° La noix de galle y produit un précipité d'un jaune de soufre.

3° Une lame de zinc bleuit les tungstates auxquels on a ajouté préalablement quelques gouttes d'acide phosphorique, d'acide chlorhydrique, d'acide acétique ou d'acide oxalique. Les acides sulfurique, citrique et tartrique ne produisent pas le même effet.

4° Le zinc et l'étain y forment un précipité bleu, qui finit par devenir noir (tungstène métallique).

Les tungstates solubles précipitent tous les sels terreux et métalliques.

Le tungstate d'ammoniaque cristallise en paillettes nacrées, semblables à l'acide borique. Chauffé à l'air, il donne de l'acide tungstique; à l'abri du contact de l'air, il donne l'oxyde bleu intermédiaire.

Le tungstate de soude cristallise en tables à six pans, d'un éclat nacré.

Le tungstate de potasse est déliquescent et incristallisable.

#### URANE.

ÉTYMOLOGIE. Le nom d'urane vient de celui de la planète *Uranus*; ce qui rappelle l'habitude qu'avaient les anciens de donner aux métaux les noms des planètes.

*Propriétés physiques.* L'urane se présente sous différents aspects, suivant les procédés employés pour l'obtenir : 1° en réduisant l'oxyde d'urane au moyen de l'hydrogène, on obtient l'urane sous la forme d'une poudre d'un brun de cannelle; 2° en réduisant le même oxyde au moyen du charbon, on obtient l'urane en poudre noire, sans éclat; 3° en réduisant le chlorure double d'urane et de potassium, au moyen d'un

courant d'hydrogène, on obtient l'urane en petits cristaux octaédriques réguliers presque noirs. Ces cristaux, vus au microscope, sont transparents et de couleur brune. L'urane est infusible et fixe; la chaleur l'agglomère, sous forme de petites aiguilles brillantes, d'un gris de fer, d'une densité égale à 9, 0.

*Propriétés chimiques.* L'urane est inaltérable à l'air. Exposé à la chaleur rouge, il prend feu, brûle comme du charbon, et se change en protoxyde d'urane. Les acides sulfurique et chlorhydrique concentrés ne l'attaquent ni à chaud ni à froid. L'acide azotique ou l'eau régale l'attaquent même à froid. Il ne s'allie pas avec les métaux.

*État.* Voici les principales espèces uranifères qui se rencontrent dans la nature :

1° *Oxydure* ( *pechblende* ). La pechblende ressemble, par son aspect et par sa cassure, à un schiste houiller. Elle est presque toujours mêlée d'argile, de carbonate de chaux, de cuivre pyriteux, de blende, de galène et de minerai de cobalt. On la rencontre dans les mines de plomb de Joachimsthal et de Johan-Georgenstad en Bohême. Elle colore en vert la flamme du chalumeau.

2° *Hydrate de deutoxyde*. Il est pulvérulent ou compacte, d'un jaune citron. On le rencontre dans les mines de plomb de la Bohême.

3° *Johanite*. Ce minéral est d'un beau vert-pré, très-tendre et d'un éclat vitreux. Il est soluble dans l'eau. C'est un sulfate double de deutoxyde d'urane et de deutoxyde de cuivre. On rencontre la johanite dans les travaux abandonnés de la mine d'Élias, près de Joachimsthal en Bohême.

4° *Uranite*. L'uranite existe aux environs d'Autun, cristallisée en lames carrées, entre-croisées, translucides, d'un beau jaune tirant un peu sur le rouge. C'est un phosphate double de chaux et d'urane.

5° *Chalcolite* (phosphate cuprifère). Ce minéral a les mêmes

caractères extérieurs que l'uranite. Il n'en diffère que par sa couleur qui est d'un beau vert émeraude. On trouve la chalcolite en Cornouailles et dans le département de l'Aveyron. C'est un phosphate double de cuivre et d'urane.

6° *Uranotantale*. Il est d'un noir velouté. Sa poussière est d'un rouge foncé. M. G. Rose vient de découvrir cette espèce minérale près de Miask ( dans l'Oural ) (1).

En général, les minerais d'urane sont rares, et n'ont encore été rencontrés que dans les terrains anciens.

*Préparation*. M. Berthier indique le procédé suivant comme le plus simple et le plus économique pour l'extraction de l'urane : « On calcine le minerai dans un creuset nu, après l'avoir mêlé avec du charbon. De cette manière on expulse la presque totalité de l'arsenic, et en même temps beaucoup de soufre ; les pyrites se changent en protosulfure et l'oxyde d'urane se réduit à l'état métallique. Si alors on fait bouillir, avec de l'acide chlorhydrique concentré, le minerai ainsi traité, tout le fer se dissout, ainsi que la chaux, la magnésie et la plus grande partie du plomb, sans qu'il se dissolve la plus petite trace d'urane, et celui-ci reste mêlé d'argile et de sulfure de cuivre : dans cet état, il pourrait être employé pour la préparation des émaux. On en extrait d'ailleurs aisément de l'oxyde d'urane pur, en le traitant par l'acide nitrique, faisant passer de l'hydrogène sulfuré dans la liqueur, filtrant, évaporant à sec, et calcinant le nitrate d'urane à la chaleur rouge. » — On obtient l'urane en réduisant le carbonate ammoniacal par l'hydrogène. Chauffée dans un creuset brulé, cette poudre se réunit en une seule masse assez dure, d'un brun foncé, sans éclat métallique.

*Historique*. L'urane a été découvert en 1789, par Klaproth, dans la *pechblende*.

---

(1) *Annal. de Poggend.* 1839, pag. 550.

*Oxydes.*

On connaît deux degrés d'oxydation de l'urane :

1° Le *protoxyde* (*oxydule*). A l'état anhydre, obtenu en brûlant l'urane au contact de l'air, il se présente sous la forme d'une poussière noire, peu soluble dans les acides. A l'état d'*hydrate*, il est d'un vert grisâtre, et se dissout facilement dans les acides. Ses combinaisons avec les acides sont vertes. Exposé à l'air, il jaunit en se décomposant en deutoxyde.

*Composition.* La quantité d'urane qui se combine avec 100 d'oxygène est 2711,358 (U)

100, (O)

$$2811,358 = 1 \text{ éq. de protoxyde d'urane. } = \text{UO (1).}$$

2° Le *deutoxyde* est presque toujours hydraté. Il se présente sous forme de poudre jaune orangé, obtenue par voie de précipitation. Il joue à la fois le rôle de base et le rôle d'acide. C'est pourquoi on ne l'a jamais pur, quand on le prépare en précipitant un sel de deutoxyde d'urane par un alcali. Il se dissout dans les acides et donne des sels d'un beau jaune. Avec les alcalis, il forme les uranates. Il est très-soluble dans le carbonate d'ammoniaque, ce qui permet de le séparer du fer et de beaucoup d'autres métaux. Exposé à la chaleur rouge, il abandonne une partie de son oxygène et se change en protoxyde. Il se fond facilement avec les substances vitreuses auxquelles il communique une belle couleur jaune orangé. Avec le borax il donne un vert sale. On peut l'employer pour colorer la porcelaine et les émaux.

*Composition.*  $\text{UO}^2$ .

---

(1) D'après M. Regnault (*Annal. de Chimie*, janvier 1840) le poids atomique de l'urane doit être réduit au quart du poids atomique généralement adopté (677,84); de là, la formule du protoxyde exprimé en atome =  $\text{U}^4\text{O}$ .

*Sels d'urane.*

On distingue trois espèces de sels d'urane :

A. *Les sels à base de protoxyde d'urane.* Ils sont colorés en vert et se changent, au contact de l'air, en sels de deutoxyde. Quelques-uns sont parfaitement neutres et susceptibles de cristalliser.

*Caractères essentiels.* 1° Les alcalis y produisent un précipité vert, gélatineux, insoluble dans un excès de précipitant.

2° Les carbonates alcalins donnent un précipité semblable, mais soluble dans un excès de carbonate d'ammoniaque.

3° Le cyanoferrure et le cyanoferride de potassium y donnent un précipité d'un brun rougeâtre.

4° Les sulfures alcalins y forment un précipité noir, insoluble dans un excès de précipitant. Point de précipité avec l'acide sulfhydrique.

5° La noix de galle y produit un précipité brun chocolat.

B. *Sels de deutoxyde.* Ils sont d'un jaune citron ; ils ont presque tous une réaction acide et une grande tendance à former des sels doubles beaucoup plus stables que les sels simples.

*Caractères essentiels.* Ils forment 1° avec les alcalis, un précipité jaune, gélatineux, insoluble dans un excès d'alcali ;

2° avec les carbonates alcalins, un précipité également jaune (carbonate double), soluble dans un excès de précipitant et particulièrement dans le carbonate d'ammoniaque ;

3° avec le cyanoferrure de potassium et la noix de galle, des précipités semblables à ceux que donnent les sels de protoxyde. L'acide tartrique et d'autres substances organiques empêchent la précipitation par un alcali.

C. *Sels dans lesquels le deutoxyde d'urane joue le rôle d'acide.* (*Uranates.*) Ils sont en général basiques et très-stables au feu. En faisant passer un courant d'hydrogène sur

un uranate dont la base est facile à réduire , on obtient une poudre pyrophorique brûlant au contact de l'air (*uranure*). Les uranates alcalins calcinés sont d'un très-beau jaune brique.

*L'histoire des sels d'urane laisse encore beaucoup à désirer.*

#### VANADIUM.

**ÉTYMOLOGIE.** Le nom de *Vanadium* vient de *vanadis*, épithète de *Freia*, divinité germanique.

**Propriétés physiques.** Le vanadium , obtenu par la réduction du chlorure de vanadium , au moyen de l'ammoniaque, est de couleur argentine , friable et tout à fait semblable au molybdène. Il n'est ni ductile ni malléable; il est infusible au feu de nos fourneaux.

**Propriétés chimiques.** Le vanadium pulvérulent s'enflamme au-dessous de la chaleur rouge et se change en oxyde noir. Les acides sulfurique, chlorhydrique et fluorhydrique ne l'attaquent ni à chaud ni à froid. L'acide azotique et l'eau régale l'attaquent aisément, et la liqueur qui en résulte est bleue. Le soufre et le phosphore ne se combinent pas directement avec le vanadium. Les alliages que le vanadium forme avec certains métaux sont cassants et sans usage.

**État.** Le vanadium existe dans le minerai de fer de Taberg (Suède); il passe dans la fonte et on le retrouve principalement dans les scories d'affinage du fer de Taberg. On trouve le vanadium combiné avec le plomb dans des minéraux provenant de l'ancienne mine de Vanlock-Head , près de South-*Bridge* (Angleterre). Cette combinaison de vanadium recouvre la surface d'une calamine , sous forme de petits mamelons d'un brun rougeâtre ou sous forme de petits prismes à six pans groupés (*Johnston*). Le seul minéral dans lequel le vanadium existe comme partie essentielle, est le prétendu sous-chromate de plomb de *Zimapan*, au Mexique. C'est une masse cristalline, blanche ou brune, composée, d'après

Wœhler, environ des trois quarts de son poids de vanadate de plomb sesquibasique et de chlorure de plomb bibasique, unis à des traces d'arséniate de plomb, d'hydrate de peroxyde de fer et d'alumine.

*Préparation. Procédé de Sefstroem* : « On chauffe fortement, pendant une heure, 1 partie de scories (provenant de l'affinage du fer de Taberg) avec 1 partie de nitre et 2 parties de carbonate de soude. On broie la matière refroidie, on la lave à l'eau bouillante et l'on jette le résidu. La liqueur renferme l'acide vanadique mêlé d'acide phosphorique, de silice, d'alumine et de zircone. On sature cette liqueur par de l'acide azotique; on y ajoute ensuite du chlorure de baryum (ou de l'acétate de plomb) qui précipite les acides vanadique et phosphorique à l'état de vanadate mêlé de phosphate. On fait digérer ce vanadate impur avec de l'acide sulfurique concentré, et au bout de quelque temps on y ajoute de l'alcool et on laisse encore digérer. L'acide vanadique se change, par ce moyen, en oxyde qui reste dissous. On filtre la liqueur bleue, on l'évapore, et lorsqu'elle est suffisamment concentrée on y ajoute un peu d'acide fluorhydrique pour séparer la silice qu'elle contient; puis on conduit l'évaporation jusqu'à siccité et l'on chauffe jusqu'au rouge. Il reste de l'acide vanadique qui contient de la zircone et de l'alumine. Pour le purifier, on le fait fondre et on y ajoute du nitre par petites portions, jusqu'à ce que la matière fondue ne soit plus rouge. En traitant par l'eau, il se dissout du vanadate de potasse mêlé de phosphate. Pour avoir l'acide vanadique pur, on met dans la dissolution de vanadate de potasse des morceaux de sel ammoniac assez gros pour qu'ils ne se dissolvent pas en totalité; on recueille le vanadate d'ammoniaque qui se précipite. On le lave d'abord avec une dissolution de sel ammoniac, puis avec de l'alcool à 0,86, et enfin on le chauffe doucement dans un creuset ouvert. Pour que l'acide vanadique soit pur, il est essentiel que la dissolution de vanadate de potasse ne soit pas alcaline, sans quoi il se précipiterait du sous-phosphate

d'ammoniaque avec le vanadate. » On peut ensuite extraire le vanadium 1° de l'acide vanadique, au moyen du potassium ; on fait la réduction dans un petit creuset de porcelaine, et on lave le résidu avec de l'eau ; 2° du chlorure de vanadium dans lequel on fait passer du gaz ammoniac sec ; on peut se servir pour cela d'une boule de verre soufflée au milieu d'un tube. Lorsque le chlorure est saturé d'ammoniaque, on chauffe la boule à la lampe à alcool. Le chlorure d'ammonium se volatilise et on a le vanadium pour résidu.

*Historique.* Le vanadium a été découvert, en 1801, par Del Rio, dans un minerai de plomb de Zimapan (Mexique). Il reçut alors le nom d'*érythronium*. Del Rio se laissa persuader par Collet Dercotils qui avait fait l'analyse du minéral, que ce prétendu érythronium n'était que du chrome. Enfin, en 1830, Sefstroem découvrit ce même métal dans un minerai de fer de Taberg (Suède) et lui donna le nom qu'il porte aujourd'hui.

### *Oxydes.*

On connaît trois degrés d'oxydation de vanadium ; 1° le *protoxyde* (sous-oxyde). Il est d'un gris foncé, semblable à la plombagine. Il conduit bien l'électricité. Par le grillage il se transforme en oxyde noir. Il ne se combine ni avec les acides ni avec les bases. L'acide azotique le dissout en le changeant en acide vanadique.

*Composition.* La quantité de vanadium combiné avec 100 d'oxygène est = 855,840 (V),  
                                   100 (O)  


---

                                   955,840 = (VO).

On l'obtient en réduisant l'acide vanadique par l'hydrogène, ou en chauffant l'acide vanadique dans un creuset brasqué.

2° Le *bioxyde* (oxyde) de vanadium est d'un brun foncé, pulvérulent et infusible comme le précédent. Il se dissout dans



les acides, excepté dans l'acide carbonique. Les combinaisons qui en résultent sont colorées en brun foncé et se colorent en beau bleu par l'addition de l'acide azotique. Il se dissout aussi dans les bicarbonates alcalins qui se colorent alors également en bleu (bicarbonates doubles).

*Composition. VO<sup>3</sup>.*

On obtient l'*oxyde sec* en chauffant au rouge blanc dans une atmosphère d'acide carbonique un mélange de 9  $\frac{1}{2}$  parties de protoxyde et de 11  $\frac{1}{2}$  parties d'acide vanadique. On prépare l'*oxyde hydraté* en précipitant un sel de vanadium par un sous-carbonate alcalin; l'eau en est séparée par la chaleur.

3° *Acide vanadique*. Il se présente sous la forme d'une poudre rougeâtre, semblable à la rouille de fer. Il est sensiblement soluble dans l'eau qui se colore en jaune clair. Il rougit la teinture de tournesol. Il fond à la chaleur rouge, ne perd pas son oxygène à la température blanche, et se prend, par le refroidissement, en une masse cristalline d'un rouge jaunâtre. Tous les corps désoxygénants (acides sulfureux, azoteux, phosphoreux, etc.) et même ceux qui ne paraissent pas avoir d'affinité pour l'oxygène, comme les acides oxalique, tartrique, ramènent (par voie humide) l'acide vanadique à l'état d'oxyde. L'hydrogène le réduit complètement à la température blanche.

*Composition. VO<sup>3</sup>.*

On l'obtient en chauffant au rouge du vanadate d'ammoniaque dans un creuset de platine. La matière devient d'abord noire et jaunit à mesure qu'elle se refroidit.

*Oxydes intermédiaires*. L'oxyde de vanadium et l'acide vanadique peuvent se combiner entre eux au moins en quatre proportions différentes. Ces combinaisons intermédiaires, du reste sans importance, peuvent, à différentes températures, affecter des colorations très-variées, depuis le vert, le jaune, le pourpre, jusqu'au noir.

*Sels de vanadium.*

Les sels de vanadium sont de quatre espèces : 1° les sels à base d'oxyde de vanadium ; 2° les sels dans lesquels l'acide vanadique fait fonction de base ; 3° les vanadites, dans lesquels le bioxyde de vanadium fait fonction d'acide ; 4° les vanadates, dans lesquels l'acide vanadique joue le rôle d'acide.

*A. Sels d'oxyde de vanadium.*

*Caractères généraux.* La plupart sont solubles et leurs dissolutions sont d'un très-beau bleu d'azur. Leur saveur est astringente et douceâtre.

1° La potasse ou la soude les précipite en blanc grisâtre ; le précipité passe bientôt au brun et se dissout dans un excès d'alcali.

2° L'ammoniaque y produit un précipité brun, insoluble dans un excès de cet alcali, mais soluble dans l'eau.

3° Le cyanoferrure de potassium donne un précipité d'un jaune citron qui verdit à l'air.

4° Les sulfures solubles donnent un précipité noir soluble dans un excès de précipitant ; la dissolution se colore en pourpre. L'hydrogène sulfuré ne les trouble pas.

5° La noix de galle donne un précipité bleu très-foncé.

*B. Sels dans lesquels l'acide vanadique joue le rôle de base.*

*Caractères généraux.* Ils sont rouges ou jaunes. La plupart sont solubles. Leurs dissolutions se colorent en vert au contact prolongé de l'air, et jouissent de la singulière propriété de se décolorer quand on les chauffe.

Presque tous les corps désoxydants les ramènent au bleu.

Le cyanoferrure de potassium y forme un précipité vert qui passe au jaune par l'addition d'un corps désoxygénant.

*C. Vanadites* (sels dans lesquels l'oxyde de vanadium joue le rôle d'acide).

Ils sont en général bruns et se suroxydent rapidement à l'air en se transformant en vanadates.

1° Les acides les colorent en bleu ;

2° L'hydrogène sulfuré les change en sulfures doubles ; il n'y a guère de solubles que les vanadites alcalins.

*D. Vanadates. — Caractères généraux.* Les *Vanadates neutres*, dans lesquels la base contient le tiers de l'oxygène de l'acide.

1° Ils sont ordinairement jaunes ; ceux dont la base est forte se décolorent souvent spontanément et en peu de temps, surtout si on les chauffe à 100° ; mais en prolongeant l'évaporation ils reprennent leur couleur. Ce singulier phénomène n'a pas été encore expliqué d'une manière satisfaisante.

2° La noix de galle les colore en bleu très-foncé.

*Bivanadates.* Ils sont colorés en jaune orange. On ne connaît guère que le bivanadate d'ammoniaque, qui cristallise en grains transparents d'un rouge orange foncé.

Du reste, ils se comportent avec les réactifs à peu près comme les vanadates neutres.

*L'histoire des sels de vanadium laisse encore beaucoup à désirer.*

## ONZIÈME FAMILLE.

AURACÉS (*Auracea*).

Cette famille comprend l'*or*, l'*argent*, le *platine*, le *palladium*, le *rhodium*, l'*iridium* et l'*osmium*. Voici les principaux points d'analogie qui peuvent être invoqués en faveur de l'établissement de cette famille :

1<sup>o</sup> L'*or*, le *platine*, le *palladium*, le *rhodium* et l'*osmium*, possèdent (à l'état de division extrême) la propriété remarquable de brûler, au contact de l'air, l'hydrogène et beaucoup d'autres gaz, avec une élévation de température assez considérable.

2<sup>o</sup> Les oxydes d'*or*, d'*argent*, de *palladium*, de *rhodium* et d'*osmium*, sont très-peu stables : le contact d'un corps organique, une légère élévation de température, etc., suffisent pour les réduire.

3<sup>o</sup> Les oxydes et surtout les *peroxydes* des *auracés* sont de véritables *oxacides* : ils se combinent avec les oxy-bases alcalines pour former des sels cristallisables, et beaucoup plus stables que leurs acides isolés.

4<sup>o</sup> Les *perchlorures* des *auracés* sont de véritables *chloracides* : ils forment avec les chloro-bases (chlorures alcalins) des *chlorosels* stables et cristallisables. Les *perbromures*, les *per-iodures* et les *percyanures* sont, sous ce rapport, analogues aux perchlorures.

5<sup>o</sup> Les *auracés* ont une grande affinité pour le mercure : ils sont tous susceptibles de former des amalgames dont plusieurs sont si stables, que la température même la plus élevée est insuffisante pour en éliminer tout le mercure.

6<sup>o</sup> L'eau régale et l'acide azotique sont seuls les véritables dissolvants des *auracés*.

7<sup>o</sup> L'*or* est isomorphe avec l'*argent* (G. Rose). L'*or* natif est presque toujours aurantifère.

8<sup>o</sup> L'*or*, le *platine*, le *palladium*, le *rhodium*, l'*iridium* et l'*osmium* se rencontrent dans la nature, sous forme de granules plus ou moins compactes, dans des dépôts arénacés et caillouteux. Le même minerai qui renferme le *platine*, contient également le *palladium*, le *rhodium*, l'*iridium* et l'*osmium*.

9. L'*or*, l'*argent*, le *platine* et le *palladium* sont inaltérables (inoxy-

dables ) dans l'air , dans le feu et dans l'eau. Ce sont de vrais métaux nobles dans le sens qu'y attachaient les anciens.

### OR.

ÉTYMOLOGIE. Le nom d'or vient du latin *aurum* (or).

SYNONYME. *Gold* (alem.) du verbe *gelten*, valoir, avoir du prix.

*Propriétés physiques.* L'or a une couleur jaune ou rouge assez éclatante. Fondu avec le borax, il devient d'un jaune pâle ; mais il reprend sa couleur ordinaire , en le faisant fondre de nouveau avec du nitre ou avec du sel marin (Berthier). Il est inodore , insipide et ne possède aucune propriété nuisible à la santé de l'homme. Dans un état de division extrême , l'or est de couleur pourpre ou d'un rouge foncé ; suivant d'autres , il est vert. En précipitant une dissolution d'or par du sulfate de fer , on obtient l'or sous forme de poudre brunâtre. Il est susceptible de cristalliser en pyramides quadrangulaires ; on le rencontre dans la nature sous des formes dérivant du cube. A l'état de pureté , il est mou comme le plomb ; on ne le travaille jamais dans cet état. C'est de tous les métaux , le plus malléable et le plus ductile. On peut le réduire en feuilles de 0<sup>m</sup>,00009 d'épaisseur. Ces feuilles vues contre le jour , paraissent vertes. Avec 0<sup>m</sup>,065 d'or, on pourrait couvrir une surface de 368 mètres carrés. L'or est tellement ductile, que 2 grammes suffisent pour couvrir un fil d'argent de 200 myriamètres de longueur. Il n'est pas très-tenace : un fil de 2 millimètres de diamètre rompt sous un poids de 68 kil. Le poids spécifique de l'or est 19,257. De 0° à 100°, il se dilate  $\frac{1}{611}$  en longueur. C'est un des métaux qui se contractent le plus en passant de l'état liquide à l'état solide. Il fond à 700°. A l'état liquide (fondu) , il est de couleur verdâtre. Il est fixe à la température de nos fourneaux. Cependant , à une température excessivement élevée , au foyer d'un miroir ardent , il est un peu volatil. Il est suscep-

tible de cristalliser par le refroidissement. L'or très-divisé devient incandescent dans l'hydrogène, à la température de 50°.

*Propriétés chimiques.* L'or est inaltérable à l'air, soit à chaud, soit à froid. Il ne se salit point au contact des corps étrangers. C'est à cause de son inaltérabilité, et de sa tendance à se conserver pur et intact, que les alchimistes avaient appelé l'or *rex metallorum*, roi des métaux et qu'ils l'avaient placé au premier rang des métaux *nobles*. L'or en feuilles très-minces, chauffé au chalumeau, brûle au contact de l'air, avec une flamme verte. Il en est de même, quand on l'expose à l'action d'une pile voltaïque. Il se change, dans ces circonstances, en une substance d'un beau pourpre, que les uns regardent comme un oxyde ou comme un mélange d'oxyde et d'or très-divisé, et que d'autres considèrent comme de l'or métallique à l'état d'extrême division. Les acides, même les plus puissants, n'attaquent point l'or, ou ils l'attaquent à peine. Son véritable dissolvant est l'eau régale ou plutôt le chlore.

Les composés d'acide azotique avec l'acide bromhydrique ou avec l'acide iodhydrique, qui sont de véritables *eaux régales*, le dissolvent également. Dans les arts, on emploie ordinairement un mélange de 4 p. d'acide azotique et de 1 p. de sel ammoniac pour dissoudre l'or. Le polysulfure de potassium attaque l'or; il se produit un sulfure double de potassium et d'or, que connaissaient les alchimistes. Les alcalis n'attaquent point l'or; cependant, à une température élevée, ils déterminent l'absorption de l'oxygène de l'air, en proportions indéfinies. Chauffé avec de la poussière de charbon, l'or acquiert une très-belle couleur jaune. Le soufre, le sélénium, le phosphore et l'arsenic n'ont pas d'action directe sur l'or. L'or peut s'allier avec un grand nombre de métaux.

*État.* L'or se trouve disséminé sur presque toute la surface du globe, mais en très petite quantité à la fois; ses espèces

minérales sont très-peu nombreuses. En voici les principales :

1° *Or graphique (tellurure argentifère)*. Il est d'un gris d'acier, à cassure granuleuse. Après le grillage, il donne un bouton métallique d'un jaune clair. On le rencontre accompagné de carbonate de chaux, de quartz, de blende, à Offen-Banya, en Transylvanie.

2° *Tellurure sulfoplombifère (Blattererz)*. Il est d'un gris de plomb foncé très-éclatant. Au chalumeau, il répand des fumées et dépose des grains d'or malléable. On le trouve à Nagyag, en Transylvanie. Il contient, outre l'or, du plomb, du cuivre, de l'antimoine, du soufre, du tellure et quelquefois des traces d'argent. Comme l'or a très-peu d'affinité pour les corps minéralisateurs tels que le soufre, le sélénium, l'oxygène, le tellure, etc., avec lesquels il ne se combine jamais directement, il n'est pas étonnant qu'on rencontre ce métal le plus souvent à l'état natif. Il existe dans cet état disséminé dans des terrains de transport, formés particulièrement de cailloux roulés, liés entre eux par un ciment argilo-ferrugineux, et dans lesquels on trouve accidentellement du bois fossile, du fer oligiste, du platine et quelquefois des diamants. Les dépôts de ce genre s'appellent *cascalhos*, au Brésil; on les exploite en grand au Chili, au Sénégal, et dans les monts Ourals. On trouve des sables d'or jusque dans les terrains tertiaires, et dans la terre végétale. L'or existe également en filons ou en couches dans les rochers granitiques, porphyriques. A la Gardette, (Isère), on le trouve en filons dans du cristal de roche.

Les pyrites arsénicales, le cuivre pyriteux et le sulfure d'antimoine contiennent souvent des traces d'or.

L'or natif se rencontre cristallisé soit en cubes, soit en octaèdres ou en dodécaèdres, soit enfin en paillettes ou en aiguilles. Il est d'un beau jaune d'or pur, ou d'un jaune de lait. Il existe rarement en gros morceaux, auxquels on donne le nom de *pépites*.

Les différentes variétés d'or natif, rapportées de l'Amérique

méridionale par M. Boussingault, contiennent des proportions définies d'or et d'argent. On trouve de ces variétés, dans l'Amérique méridionale, à *Malpaso* près de Mariquita, à *Llano*, à *Baja* près de Pampelona, à *Rico-Sucio* près de Mariquita, à *Ojas*, *Anchas* (province d'Antioquia), à la *Trinidad* près de Santa-Rosa de Bos, à *Guano* près de Marmato, à *Otramina* près de Titiribi.

*Préparation.* Les procédés d'extraction de l'or sont très-simples. Lorsque ce métal se trouve (et c'est le cas le plus fréquent) disséminé en petits grains irréguliers dans les sables des rivières ou des terrains d'alluvion, on fait subir à ces sables des lavages répétés, afin de séparer tous les grains de silice et les matières terreuses qui s'y trouvent. Lorsqu'il existe en grains ou en filons dans des masses de roches quartzeuses, on réduit celles-ci en poudre, et on lave les grains de silice comme le sable aurifère ordinaire. (Pour retirer l'or de ses alliages, voyez plus bas *Alliages d'or*, pag. 540.)

La quantité d'or exploitée dans l'espace d'une année, sur toute la surface du globe, a été évaluée à 75,000 kilog., dont 3 à 4,000 kilog. seulement proviennent des différentes contrées de l'Europe.

*Historique.* L'or est de tous les métaux le plus anciennement connu, d'abord parce qu'il se rencontre avec sa couleur et son éclat dans la nature, et qu'ensuite sa préparation ne demande que de simples procédés de lavages. Les alchimistes désignaient l'or par le symbole du soleil ☉.

#### *Composés oxygénés.*

On compte deux oxydes d'or, dont aucun ne se produit par voie directe. Ils sont tous deux facilement réductibles par la chaleur, par le contact d'un corps organique, et même par la simple action de la lumière du soleil.

1° *Protoxyde.* Il est vert et pulvérulent. Il est très-peu stable et difficile à obtenir pur. Il se décompose spontanément en oxygène et en or qui se dépose sur les parois du vase dans



lequel on cherche à conserver cet oxyde. Il n'est pas susceptible de jouer le rôle de base.

*Composition.*  $Au^2O$ .

On le prépare en décomposant à froid le protochlorure d'or par la potasse ou par la soude en dissolution un peu étendue.

2° *Peroxyde (acide aurique)*. A l'état anhydre, il a l'aspect d'une poudre noire. A l'état d'hydrate, il est d'un jaune rougeâtre. Il est très-peu stable ; déjà à la lumière du jour, il se recouvre d'une mince pellicule d'or, provenant d'une partie de l'oxyde réduit. Il est un peu soluble dans l'eau, à laquelle il communique une saveur styptique et métallique ; à l'état d'hydrate, il se dissout facilement dans les alcalis, et peut se combiner avec la plupart des oxydes métalliques. Le peroxyde d'or se dissout dans l'acide azotique concentré : la dissolution est d'un brun jaunâtre, et laisse déposer l'oxyde d'or quand on y ajoute de l'eau. Les acides sulfurique et acétique en dissolvent beaucoup moins que l'acide azotique. Ce sont là, non pas des composés salins, mais de simples dissolutions, car le peroxyde d'or joue plutôt le rôle d'acide que celui de base : il se combine avec les bases alcalines pour former des *aurates*. Fondu avec le borax, l'acide aurique donne un verre d'un très-beau jaune.

*Composition.*  $Au^2O^3$ .

Le meilleur moyen de le préparer, consiste à faire chauffer de la magnésie en excès avec une dissolution de perchlorure d'or, et à laver le dépôt avec de l'acide azotique qui décompose l'aurate de magnésie. En employant l'acide azotique concentré, on obtient le peroxyde anhydre ; avec l'acide étendu, on obtient le peroxyde hydraté.

#### *Composés chlorés.*

Le chlore et le brome sont les vrais dissolvants de l'or. On connaît deux chlorures d'or :

1° Le *protochlorure*. Il est d'un jaune pâle, soluble dans l'eau et très-peu stable. La dissolution aqueuse de protochlo-

rure d'or ne se conserve que dans l'obscurité et à froid ; car, à la lumière du soleil ou sous l'influence de la chaleur, elle se convertit en perchlorure et en or métallique. Les dissolutions alcalines étendues décomposent le protochlorure d'or en le changeant en protoxyde.

*Composition.*  $\text{Au}^2\text{Cl}$ , analogue à celle du protoxyde ( $\text{Au}^2\text{O}$ ).

On l'obtient en chauffant le perchlorure entre  $200^\circ$  et  $230^\circ$  : l'excédant du chlore se dégage, et l'on obtient le protochlorure pour résidu.

2° Le *perchlorure* est le *sel d'or* par excellence. Il est d'un rouge brun, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool qu'il colore en rouge rubis. Évaporé jusqu'à consistance épaisse, il se transforme en une masse cristalline très-déliquescente à l'air. Il se dissout dans l'éther, et lorsqu'on agite cette dissolution au contact de la lumière, il se forme, par le repos, deux couches dans la liqueur, l'une inférieure, qui n'est que de l'eau, chargée d'acide chlorhydrique ; l'autre supérieure, d'un beau jaune, qui contient l'éther et l'or. C'est cette dissolution jaune qu'on employait autrefois en médecine sous le nom d'*or potable*. Elle se décompose spontanément, à plus forte raison se décompose-t-elle quand on la met en contact avec un corps réduisant : l'or se dépose, à l'état métallique, sous forme de petits cristaux brillants. On peut employer l'or potable dans la dorure sur des ouvrages fins d'acier. Le perchlorure d'or tache la peau en pourpre. Le sulfate de fer au minimum en précipite l'or métallique, sous la forme d'une poudre brunâtre. Tous les métaux, même l'argent, précipitent l'or du perchlorure, sous forme de poudre diversement colorée, qui reprend, sous le brunissoir, sa couleur jaune. On peut employer ce moyen pour dorer sur métaux. *Expérience* : On plonge une lame de cuivre dans une capsule de platine contenant une dissolution de perchlorure d'or : aussitôt l'or se précipite sur la lame de cuivre, si cette lame ne touche pas le platine. Mais, dès que le cuivre touche le platine, l'or se précipite non-seulement sur le cuivre, mais sur le platine.

C'est ainsi que l'on peut dorer des capsules de platine en peu de temps et à peu de frais (Levrault). Ce procédé, comme celui du dorage de l'argent et du laiton, repose sur la force électro-chimique. Dans ce dernier procédé, on sépare deux liquides (le perchlorure d'or et l'eau acidulée contenant une lame de zinc) par un diaphragme de vessie, afin d'éviter leur mélange sans empêcher cependant le courant électrique de les traverser successivement. « Or, le courant électrique passe avec d'autant plus de facilité d'un liquide dans un métal et réciproquement, que le métal est plus susceptible d'être attaqué par le liquide. Dans le cas qui nous occupe, le métal (argent ou laiton) qui plonge dans la dissolution d'or, est plus attaquable par le liquide que l'or lui-même; il en résulte que tant que la partie immergée ne sera pas entièrement dorée, le courant ira chercher les points où le métal à dorer est encore à nu, pour les traverser et y déposer l'or, quelle que soit la longueur du trajet qu'il aura à parcourir dans le liquide, c'est-à-dire quelle que soit la forme plus ou moins irrégulière ou compliquée de l'objet que l'on veut dorer (1). »

L'hydrogène, le phosphore, l'arsenic, tous les acides dont les noms se terminent en *eux*, les acides oxalique, tartrique, carbonique, précipitent l'or à l'état métallique. Celui-ci, après avoir été chauffé, reprend, sous le marteau, la belle couleur jaune qui le caractérise. Le perchlorure d'or est précipité en jaune par le cyanoferrure de potassium, et en noir par l'hydrogène sulfuré. La potasse y donne un précipité brun (*oxyde d'or*) qui se forme très-lentement. Si la dissolution n'est pas parfaitement neutre, la potasse n'y produit pas de précipité; car il se forme un chloro-aurate de potassium soluble.

Le protochlorure d'étain y donne un précipité rouge brun (*pourpre de Cassius*), qui devient presque noir par la dessiccation. Le pourpre de Cassius est employé dans la peinture sur porcelaine.

---

(1) M. de la Rive, *Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences de Paris*; 6 avril 1840.

Le pourpre de Cassius est un composé d'oxyde d'étain, d'or métallique et d'eau en proportions variables.

Comme le peroxyde, le perchlorure d'or (*acide chloro-aurique*) joue le rôle d'acide; il se combine avec les chlorures alcalins et avec un grand nombre de chlorures métalliques, pour former des *chlorosels* (chlorures doubles). Ces chlorosels sont beaucoup plus stables que le perchlorure d'or isolé. Les *chloro-aurates* alcalins se composent de 1 équiv. de chlorure (de potassium ou de sodium) et de 3 équival. de perchlorure d'or. Traité par l'ammoniaque en excès, ils donnent un précipité jaune qui, après avoir été desséché, détonne par le choc d'un marteau (*or fulminant*).

*Composition.*  $\text{Au}^3\text{Cl}^3$ , analogue à celle de l'acide aurique ( $\text{Au}^3\text{O}^3$ ).

On prépare le perchlorure en dissolvant l'or dans l'eau régale et en chauffant modérément pour chasser l'excès d'acide azotique.

Les sels d'or sont quelquefois employés dans le traitement des maladies syphilitiques. Le perchlorure d'or est vénéneux à fort petites doses.

L'iode et surtout le *brôme* se comportent avec l'or à peu près comme le chlore.

#### *Composés sulfurés.*

Il existe deux sulfures d'or correspondant aux oxydes et aux chlorures.

Le soufre ne se combine avec l'or que par la voie humide.

1° *Protosulfure*. Il est d'un brun très-foncé, pulvérulent, insoluble dans l'eau.

*Composition.*  $\text{Au}^2\text{S}$ , analogue au protoxyde ( $\text{Au}^2\text{O}$ ).

On l'obtient en faisant passer un courant d'hydrogène sulfuré dans une dissolution bouillante de perchlorure d'or.

1° *Persulfure (sulfide)*. Il est floconneux, d'un jaune foncé, à l'état d'hydrate, et brun, à l'état sec. Le persulfure d'or (acide sulfoaurique), comme le peroxyde et le perchlorure,

se combine avec d'autres sulfures, et surtout avec les sulfures alcalins, pour former des *sulfosels* (sulfures doubles). Ces dissolutions sont d'un jaune rougeâtre, et les acides en précipitent le sulfure d'or.

*Composition.* Au<sup>3</sup> S<sup>3</sup>, analogue à celle du peroxyde (Au<sup>3</sup>O<sup>3</sup>).

On l'obtient en faisant passer un courant d'hydrogène sulfuré dans une dissolution froide de perchlorure d'or.

Le sélénium et probablement le tellure forment, avec l'or, des composés analogues à ceux que produit le soufre.

Le phosphore et l'arsenic rendent l'or cassant.

### *Alliages.*

L'or s'allie avec un grand nombre de métaux.

*Cuivre.* L'or et le cuivre peuvent s'allier en toutes proportions. Le cuivre rehausse la couleur de l'or et lui donne de la dureté, en diminuant un peu sa ductilité et sa malléabilité. L'alliage le plus dur est celui qui renferme  $\frac{1}{5}$  de cuivre. Ces alliages sont plus fusibles que l'or pur. L'alliage d'or et de cuivre le plus connu est celui dont se composent les *monnaies d'or*.

*Monnaies d'or.* En France les monnaies contiennent  $\frac{7}{10}$  d'alliage (cuivre) et  $\frac{3}{10}$  d'or pur; en d'autres termes, le titre monétaire légal est, sans la tolérance, de  $\frac{900}{1000}$  (*loi du 7 germinal, an XI*, ou 28 mars 1803). C'est la proportion d'alliage qui y entre, qui rend la monnaie plus propre à résister à l'action du *frai*, c'est-à-dire à la diminution du poids par l'effet du frottement et de la circulation. La loi accorde 2 millièmes de tolérance au-dessus, et 2 millièmes au-dessous. Ainsi, une monnaie d'or (française) peut être au titre de 898 millièmes ou de 902 millièmes, sans cesser d'être légale. Au-dessous comme au-dessus de ce titre, elle est déclarée *fausse*. La tolérance pour les monnaies d'or est d'un millième de moins que pour les monnaies d'argent, parce que l'or offre, dans les essais par la voie sèche, moins de chances de perte que l'argent.

Le titre de l'or des bijoutiers (en France) est moins élevé que celui des monnaies d'or. Il est de 0,750 avec 3 millièmes de tolérance. Pour les médailles d'or le titre est de 0,916, conséquemment plus élevé que pour l'or monnayé.

Les alliages d'or et de cuivre ne s'analysent que par la coupellation. L'analyse par la voie humide donne des résultats inexacts.

*Essai par la pierre de touche.* On frotte l'alliage sur une pierre lydienne. Plus il est jaune et mou, plus il y a d'or. Après l'avoir ainsi frotté, on essuie la tache avec un peu d'acide azotique étendu. Si la tache persiste, l'alliage est riche en or. Avec une certaine habitude, on juge à un centième près.

*Essai par la voie sèche (coupellation).* On ajoute à l'alliage une certaine quantité de plomb, afin d'entraîner plus facilement le cuivre dans la substance de la coupelle. La quantité de plomb qu'on ajoute varie suivant la richesse de l'alliage.

*Table des quantités de plomb nécessaires pour faire les essais d'or.*

| Titre de l'or. | Cuivre de l'alliage. | Dose de plomb nécessaire.<br>gram. |
|----------------|----------------------|------------------------------------|
| 1,000          | 0                    | 0,5                                |
| 0,975          | 25                   | 1,250                              |
| 0,950          | 50                   | 2,500                              |
| 0,925          | 75                   | 3,750                              |
| 0,900          | 100                  | 5,000                              |
| 0,875          | 125                  | 5,750                              |
| 0,850          | 150                  | 6,600                              |
| 0,825          | 200                  | 7,330                              |
| 0,800          | 200                  | 8,000                              |

Enfin, pour prévenir toute chance d'erreur, on ajoute à l'alliage, outre le plomb, une certaine quantité d'argent. Pour 1 partie d'or on emploie 3 parties d'argent, c'est-à-dire

1 partie sur 4 ; de là le nom d'*inquartation* donné à cette partie de l'analyse de l'or par la voie sèche.

**Exemple d'opération :** D'abord on fait fondre dans une coupelle un mélange de 0<sup>r</sup>,1 d'alliage, 0<sup>r</sup>,3 d'argent et une petite quantité de plomb. Après cette opération on pèse le bouton (composé d'or et d'argent), et la différence qu'on trouve entre le nouveau poids et 0<sup>r</sup>,4 indique la quantité de cuivre qui se trouve dans l'alliage. Or, supposé que le titre soit 0,900, en consultant la table on trouvera la quantité de plomb qu'il faut employer pour doser rigoureusement les objets faits avec l'alliage en question. Enfin on fait bouillir le bouton (contenant 3 p. d'argent d'inquartation) dans de l'acide azotique faible (à 22°) qui dissout tout l'argent. Après avoir lavé et évaporé à sec, on a pour résidu l'or, contenant une certaine quantité d'argent d'inquartation qu'on enlève au moyen de l'acide azotique à 32°. Suivant M. Gay-Lussac, l'essai de l'or est exact à un quart de millième près.

**Argent.** L'or peut s'allier avec l'argent en toutes proportions. Ces alliages sont plus fusibles que l'or et peuvent servir comme moyen de soudure. L'argent peut communiquer à l'or une couleur d'un blanc verdâtre. Un vingtième d'argent suffit pour changer tout à fait la couleur de l'or. Ces alliages sont plus durs et plus sonores que l'or et que l'argent. L'*or vert* des bijoutiers contient 0,708 d'or et 0,292 d'argent.

On donne le nom de *doré* aux alliages d'or, d'argent et de cuivre.

**Platine.** Les alliages d'or et de platine doivent être faits à une température très-élevée, afin que ces métaux puissent entrer en pleine fusion. Ainsi préparés, ils sont très-ductiles et très-élastiques. Si les métaux n'ont pas été bien fondus, l'alliage est cassant. L'alliage qui contient environ  $\frac{1}{17}$  de platine possède la couleur pâle de l'argent terni ; celui qui ne contient que  $\frac{1}{17}$  de platine ressemble à de l'or pur.

**Fer.** L'or s'allie très-bien avec le fer. L'alliage qui contient d'un cinquième à un sixième de fer, est gris et susceptible de

prendre un très-beau poli. Il est connu dans la bijouterie sous le nom d'*or gris*.

*Aurates* (sels dans lesquels le peroxyde d'or fait fonction d'acide).

Les dissolutions des *aurates* sont légèrement jaunâtres; elles jaunissent davantage par l'addition d'un acide.

1° Les oxydes y produisent des précipités de peroxyde floconneux, d'un violet plus ou moins foncé.

2° Le sulfate de fer, l'acide oxalique et l'acide tartrique en précipitent l'or à l'état métallique.

Ces sels sont encore très-peu connus.

Les aurates de potasse, de soude et de baryte sont incolores et tous très-solubles dans l'eau. Leurs dissolutions ont une réaction alcaline. Le plus connu est l'*aurate d'ammoniaque*. On l'obtient en faisant bouillir le perchlorure (chloride) d'or avec une dissolution d'ammoniaque. Desséché, il a l'aspect d'une poudre d'un brun jaunâtre, qui détonne violemment par le choc ou à une chaleur de 100° (*poudre fulminante d'or*) : dans cette action, le peroxyde d'or et l'ammoniaque se décomposent; l'oxygène du premier forme de l'eau avec l'hydrogène de l'ammoniaque. L'or réduit se dépose sur la lame métallique sur laquelle a eu lieu cette décomposition; l'azote et les vapeurs d'eau produisent, par leur force d'expansion, une vive détonation. *Formule de cette réaction* :  $Au^3O^3 + NH^3 = 3HO + 2Au + N$ . Le soufre et les huiles grasses réduisent l'or lentement et sans détonation. Aussi peut-on employer un mélange d'huile et de poudre fulminante pour dorer la porcelaine. Après avoir appliqué ce mélange sur des vases non vernis, on l'abandonne au feu : l'or se réduit et se dépose sous la forme d'une légère couche métallique qui prend, par le simple frottement, un beau brillant jaune.



## ARGENT.

ÉTYMOLOGIE. Argent vient de *Argentum* (lat.), ou plutôt de *ἄργυρος* (argent) qui lui-même dérive de *ἄργος*, blanc.

*Propriétés physiques.* L'argent est d'un blanc très-pur; il réfléchit fortement la lumière lorsqu'il a été poli. Obtenu par voie de précipitation, il se présente sous forme de petits grains cristallins d'un blanc mat, qui prennent un grand éclat sous le brunissoir. Il est un peu plus élastique, conséquemment plus sonore que l'or. Après l'or, c'est le plus malléable et le plus ductile des métaux. On peut le réduire en feuilles si minces, qu'il en faudrait 100,000 pour faire une épaisseur de 2 centimètres; avec un grain d'argent, on peut faire un fil de 2500 mètres de longueur. Il est plus tenace que l'or; un fil de 2 millimètres de diamètre exige un poids de 85 kilog. pour se rompre. Quant à la densité de l'argent, les auteurs varient depuis le nombre 10,474 jusqu'au nombre 10,542, ce qui tient probablement à l'état de pureté plus ou moins grand dans lequel on l'a obtenu. La densité de l'argent parfaitement pur est 10,510 (Gay-Lussac). L'argent se dilate de  $\frac{1}{100}$  en longueur, de 0° à 100°. Il fond à la température rouge tirant sur le blanc cerise, ou vers 550°; il est, comme beaucoup d'autres métaux, susceptible de cristalliser, par le refroidissement, en octaèdres ou en cubes. Il est peu volatil à la température ordinaire de nos fourneaux. Chauffé dans un four à porcelaine, au milieu d'une brasque de charbon, il perd environ 0,005 de son poids. Mais, exposé au foyer d'une lentille ou à la température du chalumeau, il se volatilise promptement et ses vapeurs brûlent avec une flamme verdâtre scintillante.

*Propriétés chimiques.* L'argent est inaltérable dans l'air et dans l'eau, ce qui lui a valu, de la part des anciens, l'épithète de *noble*. S'il se ternit à l'air, ce n'est pas qu'il s'y oxyde; il se sulfure alors au contact de l'acide sulfhydrique qui peut se

trouver accidentellement mêlé à l'air. L'argent présente, pendant sa *fusion*, un singulier phénomène : il absorbe une quantité prodigieuse d'oxygène (au moins jusqu'à 22 fois son volume) ; cette absorption est comparable à une véritable dissolution de ce gaz dans l'argent liquide. Dès qu'on vient à refroidir l'argent en le plongeant dans l'eau, l'oxygène se dégage aussitôt avec une effervescence tumultueuse (Gay-Lussac). Les anciens chimistes paraissent avoir eu connaissance de ce phénomène. Sam. Lucas dit expressément que, au moment où l'argent fondu se fige sous l'eau, il se produit un mouvement d'effervescence remarquable ; mais il ne donne aucune explication positive à cet égard. La présence d'une petite quantité d'or suffit pour faire perdre à l'argent la propriété d'absorber ainsi l'oxygène à une température élevée. Chauffé avec du phosphore, l'argent présente le même phénomène qu'avec l'oxygène : par un refroidissement brusque, il abandonne le phosphore en répandant une très-belle gerbe de feu. Un alliage d'argent et de cuivre soumis au grillage éprouve une perte notable ; car le cuivre entraîne, en s'oxydant, une certaine quantité d'argent.

*Action des acides.* Le seul acide qui attaque et dissout bien l'argent, même à froid, c'est l'acide azotique. L'acide sulfurique ne l'attaque qu'autant qu'il est concentré et bouillant ; il y a alors dégagement d'acide sulfureux et formation de sulfate d'argent. L'acide chlorhydrique l'attaque très-peu, même à chaud. L'eau régale dissout très-bien l'argent en le transformant en chlorure. — L'argent se dissout, à chaud, dans une dissolution de sulfate de fer *au minimum* : il s'y oxyde à la faveur de l'oxygène de l'air qu'absorbe le sel de fer ; mais l'argent se précipite à mesure que la liqueur se refroidit (Wöhler).

L'argent se combine directement, à l'aide de la chaleur, avec le *soufre*, le *sélénium*, l'*arsenic* et le *phosphore*,

Le *chlore*, le *brôme*, l'*iode* et le *fluor* attaquent l'argent par voie directe, soit à chaud, soit à froid.

L'argent s'allie avec presque tous les métaux. Il refuse cependant de s'allier avec le fer et avec le cobalt.

*État.* L'argent est abondamment répandu dans la nature. Il se rencontre quelquefois à l'état natif; mais le plus souvent on le trouve minéralisé par le soufre ou par le sélénium. Il accompagne un grand nombre de minéraux, tels que les pyrites arsénicales, la galène, le cuivre pyriteux, la blende, le sulfure d'antimoine, le mispickel, etc. Les minerais d'argent appartiennent aux terrains primitifs ou aux terrains de transition. On en trouve également dans les terrains secondaires; car les minerais terreux que l'on exploite au Pérou, sous le nom de *pacos*, ont leur gisement dans des bancs calcaires. Voici les principaux minerais d'argent :

1° *Sulfure simple* ( *Glanzerz* ). Il existe en cristaux cubiques ou octaédriques d'un gris de plomb foncé. Au chalumeau, il donne un bouton d'argent pur. Il a la même composition que le sulfure artificiel.

2° *Sulfures doubles* ( sulfure d'argent combiné avec des sulfures ou des arséniures de cuivre, d'antimoine et de plomb ). Ces minéraux sont très-abondants. On connaît trois espèces de sulfure d'argent et d'antimoine, désignées sous les noms de *Rothgewächs*, de *Sprödglanzerz* et de *Myargyrite*. Ces sulfures sont d'un rouge foncé et demi-transparents. Leur cassure est conchoïde. Au chalumeau, ils donnent de l'argent pur. On rencontre ces espèces à Schemnitz ( Hongrie ), en Saxe, etc.

3° *Sulfure d'argent arsénical* ( *rubin-blende* ). Il ressemble absolument au *Sprödglanzerz*; il est seulement d'un rouge plus clair.

4° *Sulfures multiples*. Le *fahlerz* ou *argent gris* est un sulfure multiple d'argent, de cuivre, de zinc, de fer, d'antimoine et d'arsenic.

Le *fahlerz* de Habacht - Fundgrube, près de Freyberg (Saxe), contient, d'après les analyses de H. Rose :

0,313 d'argent ,  
 0,148 de cuivre ,  
 0,060 de fer ,  
 0,010 de zinc ,  
 0,246 d'antimoine ,  
 0,212 de soufre ,  
 . . . d'arsenic.

Le *weissgültigerz* ou *argent blanc* diffère du *Fahlerz* en ce qu'il contient du plomb. Il est d'un gris de plomb ou d'un gris clair. Le *wissmuth-bleierz* est d'un gris de plomb clair, et cristallisé quelquefois en aiguilles capillaires ; il contient, outre les métaux déjà nommés, une certaine quantité de bismuth. On le trouve à Schafbach dans la forêt Noire.

5° *Sélénieuses*. Le sélénieux simple a été observé, par Del Rio, parmi les minéraux de Tasco ( Mexique ). Le *sélénieux cuivreux* ( eukaïrite ) est d'un gris de plomb, et répand, au chalumeau, une forte odeur de radis. On le trouve dans la mine de Skicherum en Suède.

6° *Tellurure*. Cette espèce a été trouvée par G. Rose dans la mine de Siranowski ( Sibérie ). Elle est accompagnée de blende noire, de cuivre pyriteux et de tellurure de plomb.

7° *Carbonate* ( *argent de Selb* ). On ne l'a jusqu'ici trouvé que dans la mine de Venceslas, près de Wolsach ( royaume de Wurtemberg ).

8° *Chlorure*. Il est d'un gris de perle, quelquefois nuancé de bleu. Il est demi-transparent, d'un éclat diamantin, et cristallisé en cubes. Fondu au chalumeau avec de la potasse, il donne un bouton d'argent pur. On le trouve disséminé en petits grains cristallins dans les *pacos* du Pérou. On le trouve aussi dans beaucoup d'autres pays, mais jamais on ne l'y rencontre en masses considérables. Cette espèce est très-fréquemment exploitée. Le minerai de chlorure dont on a apporté, il y a quelques années, plusieurs quintaux en France, se compose :

rin : le fer et le cuivre qui s'y trouvent se changent en sulfates ou en oxydes (si la température est très-élevée), tandis que l'argent se transforme en chlorure. Après ce grillage, on réduit la masse en poudre fine, et on l'agite avec 50 p. de mercure, 30 p. d'eau et 6 p. de fer pendant 16 à 18 heures, dans des tonneaux. Dans cette action, les sulfates se dissolvent ainsi que le fer qui se change en chlorure, en s'emparant du chlore du chlorure d'argent; l'argent, mis en liberté, s'amalgame avec le mercure. Enfin cet amalgame est soumis à de fortes pressions et à une température suffisamment élevée, pour en séparer tout le mercure et pour obtenir l'argent métallique.

Les minerais traités par *amalgamation* sont, en général, pauvres; c'est à peine si la quantité d'argent qu'on en retire compense la quantité de mercure qu'on perd, y compris les combustibles, le temps et la main-d'œuvre. La mine de Freyberg où l'on emploie le procédé que nous venons d'indiquer, ne donne guère que 100 grammes d'argent pour 60 kilog. de minerai. Dans ces cas, on mélange ordinairement les minerais pauvres avec les minerais plus riches.

L'argent obtenu par l'un ou par l'autre procédé n'est jamais pur. Il contient toujours des traces de métaux étrangers, le plus souvent du cuivre et du plomb. Voici le procédé indiqué par M. Gay-Lussac, pour obtenir de l'argent chimiquement pur (au titre de  $\frac{1000}{1000}$ ). On fait un mélange de 100 parties de chlorure d'argent sec (1 équivalent), de 4, 2 p. de charbon (1 éq.), de 70, 4 p. de craie (2 éq.). On chauffe d'abord ce mélange à une chaleur modérée. Lorsque l'effervescence (due au dégagement d'acide carbonique) a cessé, on porte la chaleur jusqu'au rouge blanc : l'argent entre en fusion et se sépare sous forme de culot parfaitement pur.

M. Becquerel a entrepris une série de travaux sur l'application des forces électro-chimiques à l'extraction de l'argent, du cuivre et du plomb, sans l'intermédiaire du mercure. Les recherches de ce savant ont surtout porté sur la séparation de l'argent du plomb dans la galène :

« L'opération, dit l'auteur, est tellement rapide, que 2 kilog. d'argent peuvent être aujourd'hui retirés à l'état métallique d'un minerai d'argent, dans l'espace de 6 heures (1). »

*Historique.* L'argent est un des métaux le plus anciennement connus. Les alchimistes le désignaient par le symbole de la lune ou de Diane  $\zeta$ , par allusion à l'éclat de ce métal.

### *Composés oxygénés.*

L'argent a, comme tous les métaux *nobles*, très-peu d'affinité pour l'oxygène. On ne connaît qu'un oxyde d'argent rigoureusement défini. L'existence d'un peroxyde d'argent à proportions définies, obtenu par Ritter, sous forme de longues aiguilles, en décomposant, par la pile, une dissolution étendue d'azotate d'argent, est au moins douteuse.

*Oxyde.* Il est pulvérulent et de couleur olive foncée. Il est un peu soluble dans l'eau; sa dissolution a une réaction légèrement alcaline. L'oxyde d'argent est une base puissante; il se rapproche, sous ce rapport, des alcalis et du protoxyde de plomb. Il est fusible et attaque, comme la litharge, les silicates et les vases de grès. La simple chaleur suffit pour le réduire. Déjà la lumière du soleil le noircit et le change en partie en argent métallique avec dégagement d'oxygène, ce qui prouve que l'oxyde d'argent est peu stable à l'état isolé. Il est très-soluble dans l'acide azotique et dans l'ammoniaque. Sa dissolution ammoniacale, abandonnée pendant plusieurs mois à elle-même, laisse déposer de l'argent métallique, avec dégagement d'une certaine quantité d'azote provenant de la décomposition de l'ammoniaque. L'acide chlorhydrique décompose l'oxyde d'argent, et le transforme partiellement en chlorure d'argent insoluble. L'oxyde d'argent se combine avec plusieurs oxydes métalliques, tels que les oxydes de cuivre,

---

(1) *Comptes rendus des séances de l'Académie des sciences de Paris*; 13 juillet 1840

de fer, de manganèse; il devient alors très-stable et cesse d'être complètement réductible par la chaleur.

*Composition* :  $\text{AgO}$ , = 1351,607 (Ag)

100 (O)

---

1451,607 = 1 équiv. d'oxyde d'argent.

On le prépare en précipitant l'azotate d'argent par la potasse ou la soude. On dessèche le précipité avec beaucoup de précaution, au-dessous de la chaleur rouge.

### *Composés chlorés.*

Comme tous les métaux *nobles*, l'argent a beaucoup d'affinité pour le chlore. Il forme avec ce gaz un chlorure correspondant à l'oxyde.

*Chlorure.* Obtenu par voie de précipitation, il est blanc, cailleboté et très-lourd. Quand on agite, pendant quelques minutes, le vase contenant le précipité de chlorure d'argent, il se forme bientôt, pendant le repos, deux couches bien distinctes, dont l'inférieure est formée par tout le chlorure d'argent qui s'y trouve, et que l'on peut ainsi séparer sans avoir, pour ainsi dire, recours au filtre (M. Gay-Lussac). Cette circonstance a été mise à profit dans les essais des monnaies d'argent par la *voie humide*. — Le chlorure d'argent, exposé à la lumière directe ou diffuse du soleil, bleuit et devient violet et même noir. La présence d'une très-petite quantité de chlorure de mercure s'oppose à la production de ce phénomène. Le chlorure d'argent est le plus insoluble de tous les composés métalliques; il faut peut-être plus de cent millions de parties d'eau pour en dissoudre une partie (Gay-Lussac). Cette circonstance est éminemment précieuse dans les analyses en ce qu'elle permet de doser l'argent, à l'état de chlorure, avec une très-grande exactitude. Exposé à une température élevée, le chlorure d'argent fond avant la chaleur

rouge, et il donne, par le refroidissement, une masse demi-transparente, perlée et flexible comme de la corne, ce qui lui a valu le nom d'*argent corné*. La chaleur blanche ne l'altère point, il ne se décompose même pas lorsqu'on le calcine avec du charbon ; mais il est facilement réduit par un courant d'hydrogène ainsi que par toutes les substances organiques hydrogénées : il y a formation d'acide chlorhydrique. Il se réduit encore très-facilement quand on le chauffe avec de la chaux ou de la potasse ; c'est par ce moyen qu'on peut préparer de l'argent chimiquement pur (voy. *Préparation*). Presque tous les métaux, et particulièrement le cuivre, le fer et le zinc, peuvent servir à réduire le chlorure d'argent.

Le fer et le cuivre le réduisent à sec et à la température ordinaire. La réduction est beaucoup plus prompte lorsqu'on le mouille avec une dissolution de sel marin. Si l'argent est allié avec un métal étranger, la lame de cuivre ou de fer ne précipitera d'abord que l'argent parfaitement pur et sans aucun mélange de métal étranger. Le chlorure d'argent est insoluble dans les acides azotique, chlorhydrique et sulfurique. Il est insoluble dans les alcalis fixes et très-soluble dans l'ammoniaque. Sa dissolution ammoniacale exposée à l'air laisse déposer, à la longue, de petits cristaux cubiques de chlorure d'argent, à mesure que l'ammoniaque s'évapore ; à la température de l'ébullition, elle laisse déposer un produit fulminant. Il se fond en toutes proportions avec la litharge, la galène et avec beaucoup d'autres sulfures.

Les chlorures alcalins dissolvent, à chaud, une certaine quantité de chlorure d'argent, et donnent, par le refroidissement, des composés cristallins. Le chlorure d'argent récemment préparé par la voie humide, se dissout dans tous les hyposulfites solubles.

On peut employer le chlorure d'argent pour argenter certains métaux. Avec 8 parties de ce chlorure, 3 p. de potasse ordinaire, 1 p. de craie et 1 p. de sel marin, on fait une poudre propre à argenter le cuivre et le laiton. On frotte le métal



avec le doigt ou avec un bouchon de liège. L'opération se fait à froid.

*Composition* :  $\text{AgCl}$  ou  $\text{AgClP}$ .

Le meilleur moyen de préparer le chlorure d'argent consiste à précipiter l'azotate d'argent par une dissolution de sel marin.

*Bromure*. Il est tout à fait analogue au chlorure. Comme celui-ci, il noircit à la lumière; il est insoluble dans l'eau et dans l'acide azotique; cependant, il est un peu moins soluble dans l'ammoniaque que le chlorure.

*Iodure*. Il est analogue au précédent. Il est insoluble dans l'eau et exige 2500 fois son poids d'ammoniaque pour se dissoudre. Il noircit également au contact de la lumière. C'est l'iodure d'argent qu'on emploie dans le procédé photographique de M. Daguerre. Le chlorure et le bromure peuvent, jusqu'à un certain point, remplacer l'iodure.

*Fluorure*. Il est déliquescent et soluble dans l'eau.

#### *Composés sulfurés.*

Le soufre se combine très-facilement avec l'argent : la vaisselle d'argent noircit au contact de l'hydrogène sulfuré, ou de toutes les substances qui, comme les œufs, les choux, les cheveux, contiennent du soufre.

*Sulfure*. Il est d'un gris noirâtre et très-fusible. Chauffé au contact de l'air, il se réduit en argent métallique avec dégagement d'acide sulfureux. Beaucoup de métaux le réduisent à l'aide de la chaleur; le mercure le réduit par trituration, à la température ordinaire. Fondu, il s'unit avec l'argent en toutes proportions.

*Composition*.  $\text{AgS}$  analogue à celle de l'oxyde ( $\text{AgO}$ ).

On peut l'obtenir en combinant directement, à l'aide de la chaleur, le soufre avec l'argent.

*Séleniure*. Il est d'un gris blanc, fusible et du reste entièrement semblable au sulfure.

Le *phosphore* peut se combiner directement avec l'argent,

à l'aide de la chaleur ; mais à mesure que la température s'abaisse, l'argent abandonne presque la totalité du phosphore.

*Arséniure.* Il est d'un gris foncé et prend, par le frottement, l'éclat de l'argent. Il est très-fusible et stable. On l'obtient en faisant fondre un mélange d'argent réduit en poudre, d'acide arsénieux et de flux noir.

### *Alliages d'argent.*

L'argent fournit de nombreux alliages. Le *chrome*, le *fer* et le *cobalt*, ne paraissent pas pouvoir s'allier avec l'argent ; car lorsqu'on les chauffe avec ce métal, quelle qu'en soit la proportion, on n'obtient qu'une masse hétérogène, dans laquelle l'argent se trouve disséminé sous forme de grenailles.

Le *nickel* a plus d'affinité pour l'argent que le cobalt. L'alliage composé de 0,865 d'argent et de 0,135 de nickel est d'un blanc grisâtre et très-magnétique. Le *zinc* donne des alliages d'un blanc bleuâtre, malléables et ductiles. Lorsqu'on les soumet à l'action de la chaleur, le zinc se volatilise et entraîne avec lui une quantité très-notable d'argent.

Les alliages de *platine* et d'argent sont moins blancs et moins ductiles que l'argent lui-même ; l'acide azotique les attaque et dissout presque tout le platine en même temps que l'argent, tandis que cet acide n'attaque point le platine isolément.

Le *mercure* s'amalgame très-bien avec l'argent, mieux à chaud qu'à froid. Les amalgames qui contiennent un excès de mercure ont une consistance butyreuse ; l'excès de mercure s'écoule quand on comprime ces amalgames dans une peau de chamois ou dans des vases de bois poreux. Lorsqu'on mêle ensemble dans un vase 3 p. d'une dissolution saturée d'azotate d'argent et 2 p. d'une dissolution saturée d'azotate de mercure, et que l'on place au fond du vase un amalgame fait avec 7 p. de mercure et 1 p. d'argent, on remarque qu'au bout de 2 à 3 jours, tout l'argent est précipité à l'état d'amalgame solide, composé de petits grains cristallins groupés en forme

de ramifications. Les anciens connaissaient cet amalgame sous le nom d'*arbre de Diane*.

**Cuivre.** Les alliages de cuivre et d'argent sont d'une haute importance. Ils constituent l'*argent* en circulation, la monnaie, l'argent des bijoutiers, etc. Le cuivre rend l'argent plus dur, et empêche la monnaie de s'user. Les monnaies d'argent de France contiennent  $\frac{1}{10}$  de cuivre; en d'autres termes, elles sont au *titre légal* de  $\frac{900}{1000}$ . Comme il était difficile de tomber exactement sur les proportions indiquées, la loi a accordé une tolérance de  $\frac{3}{1000}$  au-dessus et de  $\frac{3}{1000}$  au-dessous du titre légal. Depuis l'adoption du procédé d'essai par la *voie humide*, une tolérance de  $\frac{5}{1000}$  pourrait suffire aujourd'hui.

Les *médaillles* d'argent sont au titre de  $\frac{925}{1000}$  avec une tolérance de  $\frac{3}{1000}$ . Les objets d'orfèvrerie et de bijouterie ont deux titres : l'un de  $\frac{950}{1000}$  l'autre de  $\frac{800}{1000}$ ; la tolérance est de  $\frac{5}{1000}$ . Les objets qui se trouvent au-dessous ou au-dessus du titre légal, y compris la tolérance, sont déclarés faux et brisés. L'argent au titre de  $\frac{800}{1000}$  donne de mauvaise argenterie; car les acides tels que le vinaigre, l'attaquent, et le vert de gris qui se développe n'est pas sans danger pour la santé du consommateur.

Le titre de l'argent monnayé varie singulièrement suivant les pays. Voici des pays dont la monnaie d'argent est d'un titre très-élevé :

*Royaume de Hanovre* : Un écu ou florin de 24 marien-groschen de Georges, titre légal  $\frac{1000}{1000}$ , poids 13 gram. 066, valeur 2 fr. 90. cent.

*États du Mogol* : Roupie de Madras, d'Arcate, de Pondichéry, double fanon, fanon, titre  $\frac{980}{1000}$ .

*Royaume de la Grande-Bretagne* : Crown ou couronne de 5 shillings, shilling ancien, titre  $\frac{925}{1000}$ .

*Grand-duché de Toscane* : Vieux ducaton de Cosme III, titre  $\frac{950}{1000}$ , poids 21<sup>re</sup>, 231, valeur 6 fr. 65 cent.

*Royaume néerlandais* : Drye gulden des Provinces-Unies, titre  $\frac{910}{1000}$ , poids 31<sup>re</sup>, 550, valeur 6 fr. 38 cent.

*États-Unis* : Dollar, titre  $\frac{900}{1000}$ , poids 27<sup>re</sup>, valeur 5 fr. 42 c.

Les monnaies d'argent, d'un titre très-bas, sont faites avec un mauvais alliage; car lorsque le cuivre y entre en proportion trop grande, l'alliage n'est point uniforme; les pièces fabriquées avec ces alliages sont rougeâtres dans les points les plus saillants. Voici des pays où l'on rencontre des monnaies d'argent du plus bas titre :

*Royaume de Prusse* : Silbergroschen, titre  $\frac{232}{1000}$ , poids 23,192, valeur 0, fr. 11 cent.

*Raguse* : Pièces de 12 grossettes, titre  $\frac{450}{1000}$ .

*Empire d'Autriche* : Pièce de 10 kreutzers, titre  $\frac{500}{1000}$ , valeur 0, fr. 43 cent.

*Empire de Turquie* : Piastre de 40 paras ou 120 aspres (1780), titre 500, valeur 2 fr.; pièces de 5 piastres (1811), même titre, valeur 4 fr. 14 cent.

#### *Analyse des alliages d'argent et de cuivre (essai des monnaies d'argent).*

Il existe deux procédés pour analyser les monnaies d'argent, l'un par la voie sèche, l'autre par la voie humide; ce dernier est beaucoup plus récent.

1° Le procédé par la voie sèche, connu sous le nom de *coupellation* (1), est assez ancien. Son origine paraît remonter au XII<sup>e</sup> siècle, vers le règne de Philippe-Auguste. Ce procédé est fondé sur la propriété que possède le plomb d'entraîner, en s'oxydant, l'oxyde de cuivre dans la substance de la coupelle faite avec la poudre d'os calcinés (phosphate de chaux). L'argent reste intact dans la coupelle, sous forme de bouton (*bouton de retour*). La coupellation n'indique le titre de l'argent qu'à  $\frac{3}{1000}$  près, le plus ordinairement  $\frac{3}{1000}$  au-dessous du titre réel. Ainsi, en mettant à la coupelle de l'argent au titre de 900, on aura un bouton de retour qui ne pèse que 896 ou 897. L'opération, qui dure environ un

(1) Ce nom vient de *coupelle*, petite coupe faite avec des os calcinés, dans laquelle on chauffe l'alliage.

quart d'heure, se fait dans de petits fours appelés *moufles*. Les monnaies frappées en France, antérieurement à 1829, sont au titre de 903 à 904, conséquemment 3 ou 4 millièmes au-dessus du titre légal; car pour que la monnaie sortit à la coupelle au titre légal de 900, on était obligé de la fabriquer réellement au titre de 903. Ce fut là un sujet de vives réclamations de la part des directeurs des monnaies. C'est alors que M. Gay-Lussac fit connaître le procédé par la voie humide, procédé beaucoup plus exact et plus expéditif que l'ancien. Dans la coupellation, l'opérateur n'est ni maître ni juge de la température à laquelle il fait son essai. S'il chauffe trop (au rouge blanc très-vif), une partie de l'argent se volatilise, et il y a conséquemment perte. S'il ne chauffe pas assez, le bouton de retour peut contenir une certaine quantité de plomb. Il est donc très-difficile de se maintenir dans les limites de la température nécessaire. Du reste, « un homme de mauvaise foi peut toujours frauder avec la coupellation » (Gay-Lussac). Il serait à désirer que la coupellation fût abandonnée dans toutes les monnaies de l'Europe, comme elle a déjà été abandonnée par les monnaies de Paris et de Londres.

2° *Essai par la voie humide*. Ce procédé repose sur le fait suivant : *La même quantité d'argent pur ou allié exige pour sa précipitation une quantité constante de dissolution de sel marin*. Un équivalent d'azotate d'argent est exactement précipité par un équivalent de chlorure de sodium :  $\text{AgO}, \text{N O}^3 + \text{Na Cl} = \text{Ag Cl} + \text{NaO}, \text{N O}^3$ ; en d'autres termes, 1 gramme d'argent pur est exactement précipité par 0<sup>gr</sup>,54274 de chlorure de sodium.

Les conditions propres et indispensables pour faire un essai par la voie humide, sont :

1° Une liqueur dite *normale*, faite avec 0<sup>gr</sup>,54274 de chlorure de sodium pur, dans un décilitre d'eau distillée. Cette dissolution, à la température de 20° centigr., précipite exactement 1 gram. d'argent pur;

2° Une liqueur dite *décime*, c'est-à-dire dix fois plus faible

que la liqueur normale ; de telle sorte qu'un décilitre de cette liqueur ne précipite que  $\frac{1}{10}$  gram. d'argent pur , et qu'il faut 10 décilitres ou un litre de liqueur *décime* pour précipiter 1 gramme d'argent pur ;

3° Une liqueur *décime* d'argent (azotate d'argent), qui doit être telle que 1 litre neutralise exactement 1 litre de dissolution décime de sel marin ;

4° De l'argent pur (voyez sa préparation page 547).

Quant aux détails et à l'exécution de cet admirable procédé, voy. le mémoire de M. Gay-Lussac : *Instruction sur l'essai des matières d'argent par la voie humide* ; 1832. Paris, Imprimerie royale, in-4° (88 pages avec 6 planches).

### *Sels d'argent.*

*Caractères généraux.* Ils sont incolores lorsque l'acide est lui-même incolore. Ils sont en général parfaitement neutres ; leur saveur est astringente et métallique. La lumière les noircit en les réduisant en partie.

1° Les alcalis y produisent un précipité brun olivâtre (oxyde), soluble dans l'ammoniaque.

2° Le cyanoferrure les précipite en blanc (1 équivalent de cyanure de fer + 2 équiv. de cyanure d'argent).

3° L'acide chlorhydrique et les chlorures solubles y forment un précipité blanc , caillebotté , insoluble dans l'eau et dans les acides (l'acide chlorhydrique très-concentré en dissout une petite quantité) , éminemment soluble dans l'ammoniaque. Ce précipité exposé à la lumière devient d'un violet foncé. L'hyposulfite d'argent seul n'est pas précipité par le chlorure de sodium , car l'hyposulfite de soude qui se forme dissout le chlorure d'argent ;

4° Les arséniates alcalins les précipitent en brun chocolat , et les arsénites en jaune.

5° Les phosphates alcalins les précipitent en jaune serin , et les pyrophosphates en blanc ;

6° Les chromates alcalins les précipitent en rouge intense.

Le fer, le cuivre, l'étain, le plomb, etc., précipitent l'argent de ses dissolutions.

### *Espèces.*

*Azotate.* Il cristallise en lames minces, rhomboïdales, transparentes, complètement anhydres. Il est soluble dans son poids d'eau froide et dans une proportion moindre d'eau chaude. Il fond très-facilement et se prend, par le refroidissement, en une masse cristalline à laquelle on a donné le nom de *pierre infernale*. Dans cet état il est journellement employé comme *caustique*. Cet azotate d'argent, destiné aux usages de l'art de guérir, est ordinairement noir, particulièrement à sa surface; ceci tient à ce qu'une partie de l'azotate a été réduite par le métal (fer) de la petite lingotière dans laquelle on coule la pierre infernale. La coloration grisâtre de la pierre infernale tient surtout à ce qu'on prépare celle-ci avec l'argent du commerce qui n'est jamais pur et qui contient le plus ordinairement du cuivre. Pendant la fusion, l'azotate de cuivre se réduit en oxyde de cuivre d'un brun foncé, qui est entraîné par l'azotate d'argent fondu. Pour faire de la pierre infernale blanche et de bonne qualité, il faut chauffer l'azotate d'argent (fait avec de l'argent ordinaire), puis le laisser refroidir lentement; de cette manière l'oxyde de cuivre gagne le fond du vase et s'y dépose. On reprend l'azotate d'argent qui se trouve au-dessus de l'oxyde de cuivre, et on le fait fondre et refroidir de nouveau. L'azotate d'argent déflagre sur les charbons ardents et, mêlé avec du soufre et du phosphore, il détonne sous le choc du marteau. Lorsqu'on verse du protochlorure d'étain dans une dissolution étendue d'azotate d'argent, on obtient, après l'addition de quelques gouttes d'acide sulfurique affaibli, un précipité pourpre, mais qui n'a pas, comme le pourpre de Cassius, la propriété de colorer les verres. En précipitant l'azotate d'argent par l'eau de chaux exempte de chlorure, on obtient un précipité brun

qui, repris par l'ammoniaque, donne, après la dessiccation, une poudre fulminante (*Argent fulminant*).

L'azotate d'argent noircit à la lumière. Il tache la peau en violet foncé. Cette coloration ne disparaît qu'après la destruction complète de l'épiderme. Appliqué sur les étoffes de nature organique, il les noircit également. Cette propriété a été mise à profit pour teindre ou marquer le linge; la tache est ineffaçable. L'azotate d'argent se réduit quand on le fait bouillir avec du charbon ou du phosphore.

*Composition.*  $\text{AgO}, \text{N O}^3$ .

On le prépare en dissolvant l'argent par l'acide azotique, en évaporant et en reprenant l'azotate par l'eau bouillante; les cristaux se déposent par le refroidissement.

*Sulfate.* Il cristallise en prismes blancs et brillants. Il est anhydre et soluble dans 100 parties d'eau. Il est très-soluble dans l'acide sulfurique concentré; c'est ce qui permet de séparer de l'argent des quantités d'or très-petites. Les monnaies d'argent anciennes, les monnaies de la République et de l'Empire contiennent environ un millième d'or. On ne connaissait alors aucun moyen propre à séparer complètement l'argent de l'or. On sait aujourd'hui qu'en attaquant par l'acide sulfurique concentré en excès et à chaud, l'alliage d'argent aurifère, on dissout tout l'argent; lorsque la liqueur est très-étendue, le sulfate d'argent reste seul en dissolution, tandis que l'or se dépose.

*Phosphate.* Il est d'un beau jaune serin, noircissant promptement à la lumière. Il est insoluble dans l'eau, et soluble dans un excès de son propre acide. On l'obtient par voie de double décomposition.

*Chlorate.* Il cristallise en prismes carrés qui noircissent à la lumière. Il déflagre sur les charbons ardents et se transforme en chlorure. Il détonne facilement par le choc. La détonation est des plus terribles, lorsqu'on mêle préalablement le chlorate avec du soufre ou avec du phosphore.



L'iodate et le bromate d'argent sont à peu près analogues au chlorate.

*Des fausses monnaies.*

*A. Des fausses monnaies d'argent.*

Les monnaies d'argent peuvent être fausses 1° par altération du titre ; 2° par la substitution d'un autre métal à la totalité de l'argent.

*Fausse monnaie d'argent par altération du titre.* Dans ce cas, la pièce est presque toujours au-dessous du titre légal. Ainsi, en France, une pièce marquée au coin des monnaies françaises ordinaires est fausse, si au lieu d'être au titre légal de 900, elle se trouve au titre de 500, de 600, etc. En Prusse, en Autriche et dans d'autres pays où le titre légal est beaucoup moins élevé qu'en France, des pièces d'argent du titre de 500, de 600, etc., peuvent n'être pas fausses, suivant le titre convenu. Les pièces d'argent au titre de 500 sont de couleur rouge ; elles seraient encore plus rouges, si le faux monnayeur n'employait pas l'artifice suivant : il chauffe la pièce, dans une moufle, au rouge obscur ; la couche superficielle du cuivre s'oxyde ; l'oxyde de cuivre s'enlève ensuite facilement au moyen de l'eau acidulée. Mais ces pièces se reconnaissent par leur légèreté ; d'ailleurs la légère couche d'argent de la surface s'use rapidement et trahit la fraude. En les râclant avec un canif, on met facilement le cuivre à découvert. Mais le meilleur moyen de constater la fraude, c'est la coupellation. C'est par ce moyen qu'on a découvert qu'il y avait autrefois en circulation des pièces de six francs, dont le titre n'était que de 630.

On altère quelquefois le titre, en trempant une pièce de cuivre dans une dissolution d'argent. Celui-ci se précipite sur le cuivre et acquiert par le frottement l'éclat qui le caractérise.

Les fausses monnaies d'argent par altération du titre sont

rare. Il n'en est pas de même des *fausses monnaies par substitution*. Celles-ci sont beaucoup plus fréquentes. On n'y trouve ordinairement pas de trace d'argent. Les métaux employés pour être substitués à l'argent sont :

1° *L'étain*. La fraude est ici trop grossière , pour n'être pas reconnue sur-le-champ. Les pièces ainsi falsifiées sont d'abord presque de moitié plus légères que les pièces d'argent véritable, dont elles imitent le coin. Lorsqu'on les ploie , elles font entendre le *cri de l'étain*. Elles ont un son mat , et elles développent , par le frottement , une certaine odeur propre à l'étain.

2° *L'étain et l'antimoine* ( alliage ). Les pièces faites avec cet alliage ont à peu près le son de l'argent. Elles sont en général mal coulées et mal frappées. Elles donnent avec l'eau régale une dissolution dans laquelle une lame d'étain précipite l'antimoine métallique. Elles ne donnent pas de bouton de retour , lorsqu'on les passe à la coupelle. La couleur de la coupelle indique , jusqu'à certain point , après l'opération , les métaux qui entrent dans l'alliage. Une poussière blanche indique l'oxyde d'étain ; la couleur jaune indique l'oxyde de plomb ; la couleur noire indique l'oxyde de cuivre ; enfin l'antimoine tache la coupelle en gris.

#### B. *Des fausses monnaies d'or.*

Les fausses pièces d'or sont faites , en général , avec plus de soin que les fausses pièces d'argent. La fraude consiste particulièrement dans l'altération du titre. En chauffant ces pièces avec de l'acide sulfurique , on dissout le métal étranger ( qui est ordinairement du cuivre ) et l'or reste intact. C'est surtout au moyen de la balance qu'on découvre aisément la fraude. Les fausses pièces d'or sont en général très-légères , parce qu'elles se composent de métaux beaucoup plus légers que l'or.

Des faux monnayeurs de Birmingham étaient parvenus fabriquer des pièces imitant le son et la densité des véritables

pièces d'or. A cet effet, ils employaient une lamelle de platine (1) contournée en spirale, de manière à laisser très-peu d'intervalle entre chaque spire. Les intervalles de ces tours de spirale étaient remplis avec du plomb ou avec de l'étain, dont la quantité était si bien calculée, que le poids de la pièce fausse représentait exactement le poids de la pièce véritable. Puis en prenant les couches supérieure, inférieure et latérale d'une véritable pièce d'or, ils les appliquaient, au moyen d'une soudure, sur la spirale de platine préparée de la manière que nous venons d'indiquer. Les pièces ainsi fabriquées ont le son et la densité de véritables pièces d'or. Mais il est facile, au moyen des acides forts, de découvrir les jointures qui existent entre l'alliage de platine et les lamelles d'or. Enfin, on constate immédiatement la fraude au moyen de la coupellation.

#### PLATINE.

**ÉTYMOLOGIE.** Le nom de *platine* vient de l'espagnol *plata*, argent, diminutif *platiña* (petit argent), à cause de l'aspect que présente ce métal.

**Propriétés physiques.** Le platine a la couleur et l'éclat de l'argent; il a seulement une teinte un peu plus grisâtre. Il est extrêmement ductile et un peu moins malléable que l'or. D'après Wollaston, la ténacité du platine est à celle du fer comme 59 : 60. Lorsque le platine est parfaitement pur, il est plus mou que l'argent; la présence d'une quantité minime d'un métal étranger le durcit beaucoup. Le platine est le moins dilatable de tous les métaux; sa dilatation linéaire est 0,000 8565, de 0° à 100°. Le *maximum* de sa densité est 21,80. C'est le plus dense de tous les métaux (2). Le platine est infusible

---

(1) Le platine est plus pesant que l'or; sa densité est 21,47, tandis que celle de l'or est 19,258.

(2) Le poids spécifique de l'*Iridium* paraît être un peu supérieur à celui du platine; cependant, comme l'*Iridium* ne s'obtient jamais à l'état de pureté, il est bien difficile d'en déterminer exactement la densité.

au feu de nos fourneaux. Il ne fond qu'à la flamme du mélange explosif d'oxygène et d'hydrogène, ou par l'action d'une puissante pile de Volta. A l'état de liquéfaction, il bouillonne en lançant des étincelles. A une très-haute température blanche, il se ramollit assez pour pouvoir être forgé et soudé sur lui-même comme le fer. A cette même température, on peut travailler sous le marteau le platine *en éponge*, et lui donner la forme de lames métalliques. Le platine du commerce n'est jamais pur : il contient ordinairement 1/2 p. 0/0 d'iridium et de palladium ; c'est ce qui le rend si dur.

*Propriétés chimiques.* Le platine est inaltérable à l'air dans les circonstances ordinaires. Il est complètement inoxydable, soit à froid, soit à chaud, propriété qui lui aurait valu autrefois le premier rang parmi les métaux *nobles*. Il ne décompose l'eau à aucune température. Il n'est lui-même attaqué que par un très-petit nombre de corps. L'eau régale seule l'attaque et le dissout facilement. Le chlore, le brôme, le fluor, et surtout *les eaux régales*(1), l'attaquent et le dissolvent mieux à chaud qu'à froid. Les acides azotique et sulfurique concentrés ou étendus ne l'attaquent ni à froid ni à chaud. Cependant un alliage de platine et d'argent est facilement attaqué et dissous par l'acide azotique. Le nitre et la potasse caustique l'attaquent à chaud : il se forme du protoxyde, ou, au contact de l'air, un mélange de protoxyde et de peroxyde. Le platine en éponge se combine avec le *soufre* fondu ou en vapeur ; la combinaison a lieu avec dégagement de lumière. Il se combine dans les mêmes circonstances avec le *phosphore*. Le phosphore, l'arsenic et le soufre rendent le platine très-cassant. Le platine s'allie avec presque tous les métaux.

*État.* Les minerais de platine renferment presque toujours, outre le platine, du palladium, du rhodium, de l'iridium,

---

(1) Les combinaisons de l'acide bromhydrique, de l'acide iodhydrique et de l'acide fluorhydrique avec l'acide azotique sont de véritables *eaux régales*, dont la combinaison de l'acide chlorhydrique avec l'acide azotique est le type.

de l'osmium, et peut-être d'autres corps qui restent encore à découvrir. On rencontre des minerais de platine en quantité exploitable, au Pérou et au Brésil, dans les mêmes terrains d'alluvion qui renferment l'or et le diamant. Il y existe sous forme de grains ou de larmes arrondies. On avait pensé que la forme granulaire du platine natif était due au roulement de masses d'eau considérables, venant à l'appui de l'existence d'un déluge universel; mais cette opinion est contredite par la forme quelquefois cristalline de ces grains de platine, dont M. Boussingault a découvert près de Santa-Rosa, en Colombie, un gisement dans une siénite altérée dont personne ne peut contester l'origine ignée. On trouve les principaux gîtes de platine dans l'Amérique méridionale, comme, par exemple, dans les sables du fleuve Pinto, à Quito, à Popayan, au Choco près de Santa-Fé (Colombie); dans les capitaineries de Matto-Grosso et de Minas-Geraes (Brésil). On trouve quelquefois des minerais de platine en grains de la grosseur de plusieurs livres, dans les mines du mont Oural, à Nischné-Tagilsk, à Goroblagodask, à Kuschwa, dans des sables aurifères. Il paraît que les galènes d'Alloue, de Grand-Neuville (Charente), de Melle (Deux-Sèvres), renferment des traces de platine. Les minerais de platine sont lavés comme les minerais d'or, afin d'en séparer les matières pierreuses légères. Après le lavage, on a les grains de platine contenant des métaux étrangers, tels que l'or, le fer titané, le fer chromé, le cuivre, le plomb, et principalement le palladium, le rhodium et l'osmiure d'iridium (1).

*Préparation.* La préparation du platine est assez compli-

---

(1) Pline rapporte qu'on trouve dans l'or de lavage du Portugal (*Lusitania*) des grains noirs variés de taches blanches, qui ont le même poids que l'or, et qui restent avec l'or au fond des vases dans lesquels on les recueille. *Inveniuntur et in aurariis metallis, quæ elutia vocant: aqua immissa eluente, calculos nigros paulum candore variatos, quibus eadem gravitas quæ auro; et ideo in calathis in quibus aurum colligitur, remanent cum eo.* (*Hist. natur.*, lib. xxxiv.) D'après des paroles aussi explicites, pourrait-on douter que les anciens aient connu le platine?

quée à cause du grand nombre de substances étrangères que renferment les minerais de platine. On préfère généralement les procédés par la *voie humide* aux procédés par la *voie sèche*. On broie d'abord le minerai, afin d'en séparer les traces de fer magnétique au moyen d'un barreau aimanté; puis on le chauffe, afin d'en éliminer le mercure, qui se volatilise; enfin, on traite le minerai par de l'acide chlorhydrique auquel on ajoute de l'acide azotique par petites doses successives. On évapore la liqueur et on réitère l'opération jusqu'à ce que l'acide ne dissolve plus rien. La dissolution contient le platine, le palladium, le rhodium, le cuivre, un peu de fer et une certaine quantité d'iridium. Il reste un dépôt insoluble d'osmiure d'iridium (en paillettes brillantes), de fer titané, et quelquefois de l'oxyde d'iridium sous forme de poudre noire, surtout lorsque l'acide azotique a été employé en trop forte proportion. Après avoir étendu la dissolution de dix fois environ son volume d'eau, on y verse une dissolution de sel ammoniac faite à froid: le précipité qui se forme est un chlorure double de platine et d'ammonium (*chloroplatinate d'ammonium*) coloré en *rouge briqueté* (cette couleur est due à une certaine quantité de chlorure double d'iridium et d'ammonium). On calcine ce précipité dans un creuset de porcelaine et on traite le résidu de la calcination par de l'eau régale un peu faible, laquelle dissout le platine et laisse presque tout l'iridium intact. On précipite de nouveau la dissolution par du sel ammoniac, et tant que le dépôt qui se produit n'est pas d'un *jaune pur*, on le calcine et on le traite comme ci-dessus. Enfin, en calcinant le chlorure ammoniacal *jaune* (exempt d'iridium), on obtient le platine pur sous la forme d'une poudre noirâtre agrégée (*éponge ou mousse de platine*).

C'est sous cette forme que le platine jouit de la propriété de condenser les gaz dans ses pores et d'en déterminer la combinaison avec élévation de température. Cette propriété est encore plus marquée lorsque le platine est plus divisé et en

poudre noire (*noir de platine*). On l'obtient sous cette forme en traitant le chlorure de platine et de potassium par l'alcool (Doebereiner). Cette poudre est d'un noir de suie et tache les doigts; comme l'éponge de platine, elle est susceptible de prendre le poli par le frottement. Elle absorbe jusqu'à 745 fois son volume d'hydrogène. Au contact de l'air, elle transforme l'esprit de vin en vinaigre, le gaz sulfureux en huile de vitriol, l'hydrogène en eau; en un mot, elle jouit de la propriété remarquable d'amener la combinaison de l'hydrogène, non-seulement avec l'oxygène, mais avec tous les métalloïdes gazeux ou vaporisables; il n'en faut pas excepter le cyanogène lui-même. Elle détermine la combustion des corps organiques sur lesquels on la chauffe légèrement. Tous les composés d'azote (matières animales) sont changées en ammoniacque, par un excès d'hydrogène, et en acide nitrique avec un excès d'oxygène. Toutes ces combinaisons s'opèrent sous l'influence du platine divisé (*noir de platine*) sans que celui-ci perde rien de sa nature (1). Le noir de platine perd en partie, par la calcination, la propriété d'absorber et d'enflammer des gaz et des vapeurs combustibles.

*Séparation du palladium* : Après avoir séparé le platine à l'état de chlorure ammoniacal, on précipite par des lames de zinc les métaux qui restent dans les eaux-mères. On lave ensuite le précipité et on le traite par l'eau régale affaiblie, afin de dissoudre le moins possible d'iridium et de palladium; après avoir neutralisé la liqueur par du carbonate de soude, on la traite par une dissolution de cyanure de mercure qui précipite tout le palladium à l'état de cyanure. La calcination de ce cyanure dans des vases fermés donne immédiatement le *palladium* à l'état métallique.

*Séparation du rhodium* : Après avoir ainsi séparé de la liqueur le platine et le palladium, on ajoute à cette liqueur

---

(1) M. Kuhlmann pense qu'on pourra appliquer cette propriété du platine divisé, à la fabrication en grand de l'ammoniaque, de l'eau-forte et du bleu de Prusse (*Comptes rendus des séances de l'Académie*, 1839, p. 496).

un peu d'acide chlorhydrique ; on évapore le mélange jusqu'à siccité , et l'on traite le résidu par l'alcool à 0,84 : le cuivre et une petite quantité d'iridium restent en dissolution ; le *rhodium* se dépose.

*Séparation de l'iridium* : Tous les autres métaux étant solubles dans l'eau régale , on obtient , pour résidu dans la liqueur , l'iridium à l'état d'oxyde. On réduit l'oxyde d'iridium par un courant d'hydrogène.

*Séparation de l'osmium* : Une partie de l'osmium s'obtient à l'état d'acide osmique, pendant la distillation du minerai de platine attaqué par l'eau régale. L'autre partie reste intimement combinée avec l'iridium (*osmiure d'iridium*). On reconnaît que l'iridium contient de l'osmium, lorsque, chauffé au bord extérieur de la flamme d'une lampe à alcool, il donne une lumière étincelante, produite par des parcelles d'acide osmique qui se volatilisent. On retire l'osmium de l'osmiure d'iridium en chauffant ce dernier composé dans un courant de chlore qui entraîne la plus grande partie de l'osmium à l'état de chlorure ; mais, quoi qu'on fasse, il en reste toujours une certaine quantité combinée avec l'iridium. Lorsqu'on fait passer un mélange d'hydrogène et d'acide osmique légèrement chauffé dans un tube de verre rougi dans un point, l'osmium se dépose vers ce point sous la forme d'une masse agglomérée, d'un blanc métallique tirant sur le bleu gris, et que l'on peut aplatir sous le marteau en feuilles minces.

*Historique*. Le platine a été découvert en Amérique par les Espagnols, qui, le regardant d'abord comme une espèce d'argent, lui donnèrent le nom qu'il porte encore aujourd'hui. Ce métal n'a été introduit en Europe qu'en 1740. On le connaissait depuis longtemps en Amérique ; mais on n'en faisait aucun usage. Les employés du gouvernement espagnol avaient même ordre de jeter le minerai de platine dans la mer, afin qu'on ne l'employât pas frauduleusement pour l'allier avec l'or. Ce n'est qu'en 1749 que le platine fut décrit pour la première fois, comme un métal particulier, par l'An-



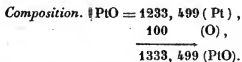
glais Watson. Turgot et Daumy, orfèvres, ont les premiers entrepris de le travailler en grand, en 1785. L'emploi des creusets de platine a fait faire de grands progrès à la chimie.

*Composés oxygénés.*

On connaît deux oxydes de platine, le *protoxyde* et le *peroxyde*. On ne les obtient que par voie indirecte. Ils sont tous très-peu stables.

Ce qu'on appelait autrefois *sous-oxyde* n'est autre chose que du platine dans un état de division extrême, désigné aujourd'hui sous le nom de *noir de platine*. On peut le préparer de diverses manières. On l'obtient en versant du chlorure de platine dans une lessive chaude de potasse caustique, et en y ajoutant de l'alcool par petites doses. Comme il se produit une vive effervescence en même temps qu'il se dégage beaucoup d'acide carbonique, il faut opérer dans un vase très-large et en agitant continuellement la liqueur (Liebig).

1° *Protoxyde*. Il est noir et pulvérulent. A l'état de précipité récent, il est gélatineux et très-volumineux. On ne le connaît qu'à l'état d'hydrate; car, soumis à l'action de la chaleur, il abandonne tout à la fois son eau et son oxygène. Le charbon le réduit avec détonation. Les acides (acides sulfurique, nitrique, etc.) le dissolvent lentement et se colorent en brun verdâtre. L'acide chlorhydrique le convertit, à chaud, en perchlorure et en platine métallique. Les alcalis fixes en dissolvent une certaine quantité et se colorent en noir, quand les dissolutions sont concentrées, et en vert, quand elles sont très-étendues.



On ne l'obtient qu'en traitant à chaud le protochlorure de platine par la potasse caustique.

2° *Peroxyde* ( deutoxyde ). Hydraté, il est couleur de rouille, semblable à l'hydrate de peroxyde de fer. Il est réduit par la simple chaleur. Les combinaisons qu'il forme avec les acides sont incristallisables; ce ne sont pas de véritables sels. Il ne se combine guère avec les acides végétaux; car ces acides le réduisent sous l'influence de la chaleur. Le peroxyde de platine ( *acide platinique* ) se combine, comme le peroxyde d'or, avec les alcalis. Ces combinaisons ( *platinates* ) sont analogues aux *aurates*. La combinaison du peroxyde de platine avec l'ammoniaque est explosive ( *platine fulminant* ).

Il est très-difficile d'obtenir le peroxyde de platine pur. Celui qu'on obtient par voie de précipitation ( en versant un alcali dans un sel de platine ) contient toujours une certaine quantité d'alcali. Le meilleur procédé consiste à précipiter l'azotate de platine par la soude, et à fractionner le précipité. La première portion est l'hydrate de peroxyde pur, la dernière est un sous-sel. La *composition* du peroxyde de platine, déduite de celle du perchlorure, est  $\text{PtO}^2$ .

### *Composés chlorés.*

Les combinaisons du chlore avec le platine forment, pour ainsi dire, toute l'histoire des composés de ce métal. Le platine a, sous ce rapport, la plus grande analogie avec l'or.

Les chlorures de platine correspondent exactement aux oxydes.

1° *Chlorure* (protochlorure). Il est d'un vert olivâtre, pulvérulent, insoluble dans l'eau. Exposé à la lumière, il noircit à sa surface. Mouillé avec de l'acide chlorhydrique et abandonné au contact de l'air, il se convertit en perchlorure soluble. L'eau régale le change lentement en perchlorure. A chaud, les alcalis le décomposent en peroxyde et en perchlorure.

*Composition.*  $\text{PtCl}$  ou  $\text{PtCl}^1$ , analogue à celle du protoxyde (  $\text{PtO}$  ).

On l'obtient en chauffant le perchlorure vers 230°. A cette température, le perchlorure abandonne la moitié de son chlore. A une température plus élevée, il abandonnerait tout le chlore.

2° *Perchlorure* ( *chloride*, *bichlorure*, *deutochlorure* ). Il est d'un rouge brun à l'état solide, ou en dissolution concentrée; sa dissolution étendue est d'un jaune orange. Il est déluescent et a une réaction acide. Il est plus soluble à chaud qu'à froid, et susceptible de cristalliser par le refroidissement. Il est également soluble dans l'alcool. Par l'action de la chaleur, la dissolution alcoolique de perchlorure de platine laisse déposer du platine métallique. C'est par ce moyen qu'on peut recouvrir le verre, la porcelaine, etc., de minces couches de platine métallique. L'acide sulfhydrique précipite le perchlorure de platine en brun noir; il faut y ajouter un peu d'ammoniaque pour accélérer la précipitation. Le cyanoferrure de potassium ne le précipite pas; c'est là une exception rare, car ce réactif précipite généralement toutes les dissolutions métalliques. La potasse ou l'ammoniaque forme un précipité jaune (*chloro-platinate*.) La soude ne précipite pas le perchlorure de platine; car le chlorure double qui se produit (*chloro-platinate de sodium*) est soluble. (Ceci offre un moyen de séparer la potasse de la soude). Le perchlorure de platine ( *acide chloro-platinique* ) se combine, comme les acides *chloro-stannique* et *chloro-hydrargyrique*, etc., avec les chloro-bases (chlorures de potassium, d'ammonium, etc.), pour former des *chloro-platinates*, composés de 2 éq. de chloracide et de 1 éq. de chloro-base.

*Composition du perchlorure de platine.*  $\text{PtCl}^{\text{P}}$ , analogue à celle du peroxyde ( $\text{PtO}^{\text{P}}$ ).

On le prépare en traitant le platine par l'eau régale, et en évaporant pour chasser l'excès d'eau régale. Le perchlorure de platine forme avec l'acide chlorhydrique un *chlorhydrate de chlorure de platine*, acide et cristallisable par évaporation.

*Usages.* Le perchlorure de platine peut être employé avec

avantage dans le traitement des maladies syphilitiques ; il est moins vénéneux que les perchlorures d'or et de mercure, avec lesquels il a de l'analogie (1).

*Chloro-platinate de potassium.* Il est d'un beau jaune orangé, susceptible de cristalliser en octaèdres très-petits. Il faut 144 p. d'eau froide pour le dissoudre. Il est un peu plus soluble à chaud et dans l'eau aiguisée d'acide chlorhydrique.

*Composition.*  $2 \text{PtCl}^3, \text{KCl}$ .

*Chloro-platinate d'ammonium.* Il a la même couleur et la même cristallisation que le sel précédent. Il s'en distingue, en ce qu'il est un peu plus soluble. Il donne, par la calcination, du platine métallique sous forme spongieuse ; on agrège les particules métalliques sous le marteau, à l'aide de la chaleur. Ce composé est anhydre.

*Composition.*  $2 \text{PtCl}^3, \text{NH}^4\text{Cl}$ .

*Chloro-platinate de sodium.* Il est soluble dans l'eau et donne par évaporation de beaux cristaux d'un rouge orange, hydratés.

*Composition.*  $2 \text{PtCl}^3, \text{NaCl}$ .

*Chloro-platinate de baryum.* Il cristallise par évaporation en prismes rhomboïdaux, inaltérables à l'air. Il a la couleur du chromate de plomb natif.

*Composition.*  $2 \text{PtCl}^3, \text{BaCl}$ .

Le chlorure de calcium et le chlorure de strontium donnent des chloro-platinates analogues.

Le magnésium, le manganèse, le fer, le cobalt, le nickel, le cuivre, le zinc et le cadmium donnent tous des chloro-platinates, dans lesquels 2 éq. de chloracide sont combinés avec 1 éq. de chloro-base.

Le brome, l'iode et le fluor peuvent donner avec le platine des composés analogues à ceux que produit le chlore.

---

(1) *Observations et recherches expérimentales sur les préparations de platine*, etc. ; par le docteur Hæfer, broch. in-8, Paris. 1841.

Le perbromure (*brômide*) forme, avec les dissolutions des sels de potasse et d'ammoniaque, des précipités jaunes (bromo-platinates de potassium et d'ammonium). Les *bromo-platinates* sont entièrement analogues aux chloro-platinates.

Le *proto-iodure* et le *periodure* (*iodide*) sont noirs, pulvérulents et insolubles dans l'eau. Le periodure se dissout dans l'acide iodhydrique, et la liqueur donne, par évaporation, des cristaux aciculaires noirâtres d'iodhydrate d'iodure de platine ( $\text{IH}, \text{PtI}^2$ ).

Les *iodo-platinates* sont analogues aux *bromo-platinates*.

Le perfluorure (*fluoride*) de platine forme, avec les alcalis et avec quelques métaux, des *fluo-platinates*, analogues aux *iodo-platinates*.

Le *cyanure de platine*, qui a quelque analogie avec le chlorure, donne naissance à plusieurs composés doubles assez intéressants.

*Cyano-platinate de potassium* (cyanure double de platine et de potassium). On le prépare en chauffant au rouge parties égales d'éponge de platine et de cyanoferrure de potassium sec. On lessive avec de l'eau la masse calcinée et on l'évapore; l'excès de cyanoferrure cristallise le premier; le cyano-platinate de potassium cristallise le dernier sous forme de prismes minces, allongés, jaunes par transmission et bleus par réflexion (*L. Gmelin*).

*Cyano-platinate de mercure*. La dissolution de cyano-platinate de potassium donne, lorsqu'on la traite par l'azotate de protoxyde de mercure, un précipité bleu de cobalt. Lorsqu'on chauffe ce précipité dans l'eau, on obtient de l'azotate de mercure qui reste en dissolution, et un résidu blanc qui est du cyano-platinate de mercure pur (*Dæbereiner*).

*Cyanhydrate de cyanure de platine*. Ce composé cristallise en masse confuse; il se liquéfie rapidement à l'air humide. On le prépare en faisant arriver du gaz acide sulfhydrique dans de l'eau tenant du cyanoplatinate de mercure en suspension.

*Composés sulfurés.*

Il existe deux sulfures de platine correspondant aux oxydes et aux chlorures.

1° *Protosulfure*. Il est d'un gris métallique, semblable au platine. Il se décompose par le grillage en acide sulfureux et en platine.

*Composition*.  $\text{Pt S}$ , analogue à celle du protoxyde ( $\text{PtO}$ ).

On le prépare en triturant le chloro-platinate d'ammonium avec du soufre et en chauffant ce mélange dans des vases clos, jusqu'à ce que le sel ammoniac et le soufre en excès se soient volatilisés.

2 *Persulfure* (*sulfide*, deutosulfure). Il est d'un brun foncé. Il se sulfatise rapidement à l'air humide. A la chaleur rouge il se convertit en protosulfure.

*Composition*.  $\text{Pt S}^2$  analogue à celle du peroxyde ( $\text{Pt O}^2$ ).

On l'obtient par la voie humide en versant par petites doses une dissolution de perchlorure de platine dans un sulfure alcalin.

Le bore et le phosphore peuvent également se combiner avec le platine et donnent naissance à des composés friables et pulvérulents.

*Alliages.*

Le platine du commerce, le même qui sert à faire des creusets, etc., est une espèce d'alliage de palladium, de rhodium et d'iridium (ces derniers métaux y entrent en quantités très-petites). Le platine chimiquement pur est plus mou que l'argent, et par conséquent d'un usage moins avantageux.

*Cuivre*. Il suffit d'une très-petite quantité de platine pour changer la couleur du cuivre. Un vingt-sixième de platine lui donne une teinte rose. Avec 7 p. de platine, 16 p. de cuivre et 1 p. de zinc, on obtient un alliage ductile, inaltérable à l'air et de la même couleur que l'or (*Cooper*).

Les alliages de cuivre et de platine sont susceptibles de

recevoir un très-beau poli ; on s'en sert pour faire des miroirs de télescope.

Les alliages de platine et de *molybdène*, de *tungstène*, d'*antimoine*, de *plomb* ou de *bismuth*, sont cassants. Un cinquième de *zinc* rend le platine très-fragile.

On obtient un *amalgame* d'un blanc éclatant comme l'argent en triturant à une douce chaleur du platine en éponge avec du mercure.

### *Sels de platine.*

A. *Sels de protoxyde*. Ils sont d'un brun verdâtre et très-peu stables. Ils se décomposent souvent spontanément en sels de deutoxyde et en métal. Ils sont très-peu connus.

B. *Sels de peroxyde*. Ils sont fortement colorés en jaune rougeâtre ou en brun. Ils sont généralement solubles dans l'eau.

*Caractères essentiels.* 1° Les alcalis ne les précipitent qu'incomplètement, parce qu'il se forme des sels doubles dont la plupart sont un peu solubles.

2° L'acide sulfhydrique, avec addition de quelques gouttes d'ammoniaque, les précipite en brun foncé. Ce précipité est complet à un trente-millième près.

3° Le cyanoferrure de potassium colore en brun les dissolutions acides de platine ; il est sans action sur les dissolutions neutres.

4° Le gallate d'ammoniaque, avec addition de quelques gouttes d'acide chlorhydrique, y produit un précipité brun visqueux. Ce réactif suffit pour constater la présence d'un quinze-millième environ de platine.

5° Le zinc, le fer et presque tous les métaux précipitent le platine de ses dissolutions.

6° Tous les sels de platine sont réduits à une température élevée, et donnent pour résidu du platine en éponge.

*Espèces.*

*Sulfate* de protoxyde de platine. Il est d'un gris verdâtre incristallisable et très-soluble dans l'eau. Il donne, avec une dissolution de sulfate de potasse, un précipité floconneux vert bouteille (sulfate double de potasse et de platine).

On l'obtient en traitant le protochlorure de platine par l'acide sulfurique.

*Azotate*. Il est acide, incristallisable, et se décompose par l'évaporation à siccité.

*Sulfate* de peroxyde de platine. On l'obtient en traitant le perchlorure par l'acide sulfurique concentré. Sa dissolution est brune et donne, avec les sulfates alcalins, des sels doubles stables, et généralement insolubles dans l'eau. L'ammoniaque donne dans le sulfate de platine au maximum un précipité brun qui détonne par le choc du marteau (*platine fulminant*).

M. Gros vient de découvrir une nouvelle classe de sels de platine composée de 1 équiv. d'amidure de protochlorure de platine ( $\text{Pt Cl}, \text{NH}^2$ ) et de 1 équiv. d'un sel ammoniacal. On prépare ces sels avec le chlorure de platine ammoniacal de Magnus. Le chlorure de platine ammoniacal s'obtient de la manière suivante:

On verse (par petites doses) de l'acide sulfurique dans une dissolution aqueuse de perchlorure de platine légèrement chauffée, jusqu'à ce que la liqueur se colore en rouge brun. On traite ensuite la liqueur à la température de l'ébullition par l'ammoniaque en excès. Le chlorure de platine ammoniacal se dépose par le refroidissement, sous forme d'aiguilles cristallines d'un vert foncé, dont la formule est  $\text{Pt Cl} + \text{NH}^3$ . Or, ce sel, traité à une douce chaleur par l'acide nitrique, donne une poudre blanche qui, étant traitée par l'eau, donne un précipité de platine métallique et un nouveau sel soluble cristallisant, par le refroidissement, sous forme de lamelles prismatiques brillantes.



Ce sel (sel de Gros), en contact avec la chaux ou la potasse caustique, ne dégage de l'ammoniaque qu'à chaud; l'hydrogène sulfuré le trouble à peine.

La formule de ce sel est  $\text{NH}^4\text{O}, \text{NO}^3 + \text{PtCl}, \text{NH}^3$ .

Traité par l'acide sulfurique il donne un sel  $(\text{NH}^4\text{O}, \text{SO}^3 + \text{PtCl}, \text{NH}^3)$  qui ne précipite pas le sel de baryte. Avec l'acide oxalique, il donne un sel dont la composition est  $\text{NH}^4\text{O}, \text{C}^2\text{O}^3 + \text{PtCl}, \text{NH}^3$ .

On obtient ainsi avec les acides une série de sels dans lesquels se retrouve toujours le composé  $\text{PtCl}, \text{NH}^3$ .

#### PALLADIUM.

ÉTYMOLOGIE. *Palladium* dérive du nom de la planète *Pallas*, qui fut découverte vers la même époque ( en 1803 ) que le métal en question.

*Propriétés physiques.* Le palladium a presque l'éclat et la couleur de l'argent et partage avec le platine un grand nombre de propriétés. Il est malléable et très-ductile. Il se laisse plus facilement travailler que le platine. Il est presque moitié moins dense que le platine. Son poids spécifique est 11,3 et 11,8 lorsqu'il a été laminé. Il ne fond point à la chaleur de nos fourneaux ; seulement il s'agglutine de manière à se laisser souder sur lui-même. Il fond à la flamme du chalumeau, en lançant des étincelles d'un très-vif éclat.

*Propriétés chimiques.* Le palladium spongieux, obtenu par la calcination du cyanure, se comporte comme le platine spongieux, en contact avec un mélange d'hydrogène et d'oxygène ; seulement il devient moins promptement incandescent que le platine. Il est inaltérable dans l'eau et dans l'air ; cette propriété, jointe à une grande malléabilité et à beaucoup de ductilité, pourra rendre ce métal précieux dans une foule d'usages. À une température élevée, le palladium devient d'un bleu grisâtre. L'eau régale est le véritable dissolvant du palladium. L'acide azotique concentré le dissout également et même à froid. Ce qu'il y a de remarquable, c'est qu'il ne se dé-

gage aucun gaz, et pourtant le métal s'oxyde à mesure qu'il se combine avec l'acide azotique. Ce n'est qu'en chauffant qu'on dégage du gaz nitreux. L'acide sulfurique et l'acide chlorhydrique l'attaquent sensiblement à froid. Traité par le sulfate acide de potasse, le palladium donne naissance à un sulfate double, soluble dans l'eau. Le soufre, le phosphore et l'arsenic se combinent directement avec le palladium. Le chlore gazeux l'attaque, la teinture d'iode le noircit, ce qui le distingue, sous ce rapport, du platine, qui n'est point noirci dans cette circonstance. Le palladium a une grande affinité pour le cyanogène. Il s'allie très-bien avec les métaux, et particulièrement avec le mercure.

De tous les métaux, le palladium et l'iridium ont le plus d'affinité pour le carbone; car, en exposant ces métaux à la flamme de l'alcool, ils se recouvrent d'une épaisse couche de carbone avec lequel ils se combinent en proportions mal définies.

*État.* Le palladium se rencontre, dans la nature, dans les minerais de platine, qui contiennent en outre le rhodium, l'iridium et l'osmium. Wollaston a trouvé, dans un minerai du Brésil, des grains en forme de paillettes métalliques à texture rayonnée, composées de palladium uni à une petite quantité de platine et de rhodium.

*Préparation.* (Voy. *Préparation du platine*, p. 563.)

*Historique.* Le palladium a été découvert en 1803, par Wollaston.

#### *Composés oxygénés.*

On connaît deux degrés d'oxydation du palladium : 1° Le *protoxyde* (oxydule), obtenu par la calcination ménagée de l'azotate, est sous forme de poudre noirâtre, semblable au peroxyde de manganèse. L'*hydrate de protoxyde*, obtenu par voie de précipitation, est d'un brun foncé. Il abandonne son eau par la chaleur. Insoluble dans les alcalis, il se dissout dans tous les acides à chaud ou à froid.

*Composition.* La quantité de palladium se combinant avec 100 d'oxygène, est

$$\begin{array}{r} 665,899 \text{ (Pd)} \\ 100 \text{ (O)} \\ \hline 765,899 = \text{PdO} = 1 \text{ éq. de protoxyde} \\ \text{de palladium.} \end{array}$$

2° Le *peroxyde*, obtenu en traitant par la potasse une dissolution de perchlorure de palladium, est d'une couleur jaune sale. En le faisant bouillir avec de l'eau, il devient noir et paraît se transformer en oxyde *anhydre*. Exposé à une certaine température, il perd toute son eau et une partie de son oxygène : il se transforme en protoxyde. On ne connaît donc pas le protoxyde anhydre pur. Il joue le rôle d'un acide vis-à-vis les alcalis (*acide palladique*).

*Composition.* D'après la composition du perchlorure, il est très-probable que celle du peroxyde est :

$$\begin{array}{r} 665,899 \text{ (Pd)} \\ 200 \text{ (O')} \\ \hline 865,899 = \text{PdO}^2. \end{array}$$

*Sulfures.* Il existe deux sulfures de palladium correspondant aux deux oxydes. Ces sulfures sont fusibles et se réduisent à une haute température. Ils peuvent se combiner avec les sulfures alcalins et former des *sulfosels*.

*Chlorures.* Il existe deux chlorures correspondants aux deux oxydes. Ces chlorures sont solubles et se combinent avec d'autres chlorures pour former des *chlorosels* en général fusibles et cristallisables.

### *Alliages.*

Le palladium produit un phénomène de phosphorescence au moment où il se combine avec des métaux très-fusibles, tels que l'étain, le plomb, le bismuth, etc. (Fischer).

L'alliage de palladium et de bismuth est cassant et presque aussi dur que l'acier.

Le fer, l'étain et le plomb rendent le palladium cassant.

Le mercure s'amalgame très-facilement avec le palladium. Cet amalgame résiste même à la chaleur rouge, et ce n'est qu'à la température blanche que le palladium abandonne tout le mercure. En précipitant le palladium au moyen du mercure en excès, on obtient, par la voie humide, un alliage composé de  
0,513 de palladium,  
0,487 de mercure.

### *Sels de palladium.*

*Caractères généraux.* Les combinaisons de protoxyde de palladium avec les acides sont généralement solubles et colorées en rouge, en jaune ou en vert. Elles sont acides et incristallisables, de sorte qu'on peut leur refuser le caractère de sels.

1° La potasse ou la soude et les carbonates de potasse ou de soude les précipitent en brun foncé; le précipité est soluble dans un excès d'alcali.

2° L'ammoniaque les précipite en blanc rougeâtre. Le précipité est soluble dans un excès de précipitant.

3° L'acide sulfhydrique et les sulfures solubles y forment un précipité noir, insoluble dans un excès de précipitant.

4° L'acide gallique n'y produit pas de trouble.

5° Le cyanure de mercure y donne un précipité abondant, floconneux, d'un jaune clair, soluble dans un grand excès d'acide chlorhydrique.

6° L'acide iodhydrique donne un précipité complet d'iodure de palladium.

7° Le palladium est précipité à l'état métallique par l'acide oxalique et les oxalates, par le protonitrate de mercure, par le phosphore et par tous les métaux qui réduisent l'argent.

## RHODIUM.

**ÉTYMOLOGIE.** *Rhodium* dérive du grec *ῥόδον*, *rose*, par allusion à la couleur de la plupart des composés de ce corps.

**Propriétés physiques.** Le rhodium a, comme le palladium, la couleur et l'éclat de l'argent. Il n'est fusible qu'au chalumeau. Il est dur et cassant. Son poids spécifique est 10,645.

**Propriétés chimiques.** Il est inaltérable à l'air et dans l'eau, à la température ordinaire. Chauffé au contact de l'air, il se change en un mélange de protoxyde et de peroxyde. Aucun acide ne l'attaque. Il ne se dissout dans l'eau régale qu'autant qu'il est allié avec certains métaux, comme le plomb, le cuivre, le bismuth et le platine. Un mélange de nitre et d'alcali caustique l'attaque très-bien à la chaleur rouge : il se forme un peroxyde qui se combine avec l'alcali. Le rhodium se combine directement avec le soufre, le phosphore, l'arsenic et le chlore.

**État.** Le rhodium se rencontre dans le minerai de platine (voy. pag. 563).

**Préparation.** (Voy. *Préparation du platine*, pag. 563.)

**Historique.** Le rhodium a été découvert en 1804 par Wollaston, dans le minerai de platine.

*Composés oxygénés.*

On connaît deux degrés d'oxydation du rhodium et plusieurs oxydes intermédiaires.

1° Le *protoxyde* (oxydule) existe presque toujours combiné avec le peroxyde. Il est peu connu. Il a une grande tendance à se transformer, par l'action des acides, en peroxyde et en métal.

**Composition.** La quantité de rhodium se combinant avec 100 d'oxygène, est 650,387 (R),

100 (O)

650,387 = RO = 1 équiv. de protoxyde de rhodium.

2° Le *peroxyde* de rhodium n'est guère connu qu'à l'état d'hydrate, car il perd, par la dessiccation, une partie de son oxygène. Il est d'un brun verdâtre. Il se dissout à froid dans l'acide chlorhydrique. La dissolution qui en résulte est colorée en jaune; elle se colore en rouge par l'ébullition. Le peroxyde de rhodium se comporte comme un véritable acide (*acide rhodique*). Il se combine avec les alcalis pour former des combinaisons (*rhodates*), généralement insolubles dans l'eau et solubles dans l'acide chlorhydrique.

*Composition.*  $R^3 O^3$ .

On l'obtient en chauffant le rhodium avec un mélange de nitre et de potasse. On traite ensuite le résidu (matière brune) par de l'eau aiguillée d'acide sulfurique, afin de séparer toute la potasse qui s'y trouve.

Les *oxydes intermédiaires* de rhodium sont peu connus. Il y en a un qui se compose de  $R^3 O^3 + 2 RO$ ; et un autre de  $R^3 O^3 + 3 RO$ .

#### *Composés chlorés.*

1° *Protochlorure*. Il est pulvérulent, d'un gris rouge, insoluble dans l'eau. Il supporte l'action d'une douce chaleur, sans se décomposer.

*Composition.*  $RCl$ , analogue à celle du protoxyde ( $RO$ ).

On l'obtient en traitant le protoxyde de rhodium par l'acide chlorhydrique.

2° Le *perchlorure* (*chloride*) est d'un brun foncé et très-soluble dans l'eau. Sa dissolution est d'un rouge rose. Il est assez stable au feu. Il joue le rôle d'acide (*acide chlororhodique*) à l'égard des chlorures alcalins. Les *chlororhodates* sont d'un très-beau rouge.

*Composition.*  $R^3 Cl^3$ , analogue à celle du peroxyde ( $R^3 O^3$ ).

Le *chlororhodate de potassium* (chlorure double de rhodium et de potassium) se compose de  $KCl + R^3 Cl^3 + HO$ .

Le *chlororhodate de sodium* cristallise en rhomboïdes. La

formule qui exprime sa composition est :  $3 \text{ Na Cl} + 2 \text{ R}^1 \text{ Cl}^3 + 18 \text{ HO}$ .

Le *chlororhodate d'ammonium* est d'un rouge de rubis magnifique. Sa couleur est très-riche. Il possède une grande puissance tinctoriale. Il cristallise dans les liqueurs acides.

Tous les chlororhodates, et particulièrement celui d'ammonium, sont réductibles par la calcination.

### *Sels de rhodium.*

*Caractères généraux.* Les sels de rhodium sont diversement colorés, en jaune, en vert ou en rouge.

1° L'acide sulfhydrique les précipite en brun (sulfure de rhodium).

2° Les alcalis et carbonates n'y produisent qu'un précipité incomplet et qui ne se manifeste qu'au bout d'un certain temps.

3° Le protochlorure d'étain et l'iode de potassium les précipitent en brun jaunâtre. Ce précipité est à peu près complet.

4° Le cyanoferrure de potassium et les chlorures alcalins n'y produisent pas de trouble.

5° L'acide sulfureux ne décolore pas les sels de rhodium.

6° Le fer, le zinc, et beaucoup d'autres métaux précipitent le rhodium à l'état métallique.

### IRIDIUM.

*ÉTYMOLOGIE.* Le nom d'*iridium* vient d'*Iris* (arc-en-ciel), par allusion aux couleurs diverses que les dissolutions de ce corps peuvent revêtir.

*Propriétés physiques.* L'iridium, préparé par la réduction de son oxyde au moyen de l'hydrogène, ressemble à l'éponge de platine. Il est de couleur grisâtre et susceptible de prendre le poli par le frottement. Quant au poids spécifique de l'iridium, les auteurs varient singulièrement :

suivant les uns, il est 15,683; suivant d'autres, 18,68. H Rose, en analysant un échantillon d'iridium natif provenant de la mine de Newiansk (au pied de l'Oural), trouva le poids spécifique de l'iridium égal à 22,80 (1). D'après cette évaluation, c'est l'iridium qui est le plus pesant de tous les métaux, et non point le platine. L'iridium n'est ni malléable ni ductile. Il est infusible et fixe. Il ne se ramollit même pas à la chaleur blanche la plus forte.

*Propriétés chimiques.* L'iridium en masse compacte est inaltérable, quelles que soient les circonstances dans lesquelles il se trouve. Les acides et l'eau régale ne l'attaquent point. Ce n'est qu'à l'état pulvérulent que l'iridium s'oxyde à la chaleur rouge et que l'eau régale l'attaque sensiblement. Il s'oxyde quand on le chauffe, soit au contact de l'air, soit avec du nitre ou avec un alcali fixe. Le meilleur moyen d'attaquer l'iridium, consiste à le mêler intimement avec du chlorure de sodium et à faire arriver sur ce mélange, exposé à une légère élévation de température, un courant de chlore : il se forme un *chloro-iridate de sodium* soluble dans l'eau. L'iridium a une si grande affinité pour l'osmium qu'il est difficile d'obtenir le premier parfaitement pur. L'iridium est isomorphe avec l'osmium, le platine et le palladium (Erdmann).

*État.* L'iridium existe dans le minerai de platine, et particulièrement dans le résidu pulvérulent noir que donne ce minerai quand on le traite par l'eau régale. M. Swanberg a trouvé dans un échantillon de minerai de Newiansk, 76,85 d'iridium, 19,64 de platine, 0,89 de palladium, 1,78 de cuivre, puis des traces d'une substance analogue au titane. M. Glocker regarde cette espèce d'alliage comme un minéral particulier auquel il propose de donner le nom de *platiniridium*. Ce minéral est tout à fait semblable, par ses propriétés physiques, à l'iridium natif de Nischney-Tagilsk.—M. Charles

---

(1) Voy. *Mineralogisches Jahreshft* (Annales de minéralogie) de Glocker, 1837.



Lane a le premier fait mention du *platiniridium* d'Ava (royaume des Birmans). Ce minéral est assez cassant, et renferme, proportion gardée, plus d'iridium que de platine : environ 60 p. 0/0 d'iridium, et 20 p. 0/0 de platine. On le rencontre dans les rivières d'Ava, où il est accompagné d'augite, de quartz, d'émeraude, d'or et d'oxyde de fer magnétique.

*Préparation.* (Voy. *Préparation de platine*, p. 565.)

*Historique.* L'iridium a été découvert en 1803 presque en même temps par Tennant et par Collet-Descotil, dans le résidu noir qu'on obtient en traitant le minerai de platine par l'eau régale.

#### *Composés oxygénés.*

Les auteurs admettent quatre oxydes d'iridium. Il est probable qu'il n'y en a que deux, et que les autres ne sont que des mélanges soit de protoxyde et de métal, soit de protoxyde et de peroxyde.

Tous ces oxydes sont faciles à réduire, et ils détonnent (comme tous les corps très-réductibles) quand on les chauffe avec les corps combustibles.

1° *Protoxyde. (oxydule)* Il est pulvérulent et noir. Il colore en vert pâle les acides qui le dissolvent, et colore les alcalis en jaune.

On le prépare en précipitant le *chloro-iridate de sodium* par un carbonate alcalin.

*Composition.*  $\text{IrO} = 1233,499 \text{ (Ir)}$   
 $\quad\quad\quad 100 \quad\quad\quad \text{(O)}$

$1333,499 = \text{IrO} = 1 \text{ éq. de protoxyde d'iridium.}$

2° *Sesquioxynle (deutoxyde).* Il est d'un noir bleuâtre. C'est lui qui se forme quand on chauffe l'iridium avec du nitre ou avec de la potasse caustique. C'est l'*oxyde* d'iridium par excellence. Il colore les acides en rouge de sang.

*Composition.*  $\text{Ir}^2 \text{ O}^3.$

3° *Tritoxyde (oxyde)*. Il n'existe qu'en combinaison avec les alcalis qui se colorent en jaune brunâtre. Il existe un chlorure correspondant à cet oxyde.

*Composition.* Ir O<sup>3</sup>.

4° *Peroxyde (sesquioxyde)*. On ne le connaît pas à l'état isolé. Il n'existe qu'à l'état d'hydrate, retenant un peu d'alcali. Il est alors gélatineux, d'un brun verdâtre.

*Composition.* Ir O<sup>3</sup>.

*Oxyde intermédiaire (oxyde bleu)*. Suivant quelques auteurs, c'est cet oxyde (composé de protoxyde et de peroxyde) qui, dans beaucoup de circonstances, communique aux dissolutions d'iridium une belle couleur bleue. Quand on fait bouillir une dissolution d'iridium contenant un peu d'alumine, il s'y manifeste un dépôt d'un bleu violet très-riche, composé d'alumine et d'iridium. Le *saphir* doit peut-être sa coloration à cet oxyde d'iridium (Vauquelin).

#### *Composés sulfurés.*

Ces composés n'ont point été encore examinés avec soin. Probablement ils correspondent aux différents degrés d'oxydation. L'acide *sulphydrique* ne précipite les dissolutions d'iridium qu'au bout d'un certain temps. Ces précipités (*sulfures*) sont d'un brun jaune ou noirs; ils communiquent à l'eau une couleur rousse. Ils se dissolvent tous complètement dans l'acide azotique, même à froid, ce qui permet de les séparer du sulfure de platine qui n'y est soluble qu'à l'aide de la chaleur. Chauffés à l'abri du contact de l'air, ils abandonnent une certaine quantité de soufre, et se convertissent en un sulfure qui ressemble, par son aspect, à la galène. Ce sulfure paraît correspondre au peroxyde; il se distingue des autres sulfures par sa stabilité.

Il est généralement admis que le sulfure d'iridium, traité par le gaz chlore, se transforme en chlorure d'iridium soluble dans l'eau. Cependant, ceci n'est vrai qu'autant que le

sulfure d'iridium est alcalin ; car le sulfure d'iridium pur, *non alcalin*, traité par le chlore, donne un chlorure d'iridium ( $\text{IrCl}^3$ ) insoluble dans l'eau (1).

*Composés chlorés.*

1° *Protochlorure*. Il est pulvérulent, d'un vert foncé et insoluble dans l'eau. Il forme avec les chloro-bases (chlorures de potassium et d'ammonium) des *chloro-iridates* solubles, cristallisables et composés de 1 éq. d'acide et de 1 éq. de base.

*Composition.*  $\text{IrCl}$ .

On l'obtient en faisant arriver un courant de chlore sur de l'iridium pulvérulent et chauffé au rouge sombre.

2° *Deutochlorure*. Il est noir, incristallisable et très-soluble dans l'eau. Il forme également des *chloro-iridates* avec les chloro-bases.

*Composition.*  $\text{Ir}^2\text{Cl}^3$  ou  $\text{Ir}^2\text{Cl}^4$ .

On l'obtient en traitant par l'acide chlorhydrique, l'oxyde d'iridium préparé avec le nitre.

3° *Trito-chlorure*. Il se dissout dans l'eau, à laquelle il communique une couleur jaune rougeâtre. Il forme avec les chloro-bases, des *trito-chloro-iridates* bien cristallisables et solubles dans l'eau. Le *trito-chloro-iridate de potassium* cristallise en octaèdres réguliers et colore l'eau en rouge très-intense. Sa *Composition* est  $\text{KCl}$ ,  $\text{IrCl}^3$ .

Le *trito-chloro-iridate d'ammonium* a le même aspect et une composition analogue.

4° *Perchlorure*. Il se présente sous forme de poudre grossière, noire, soluble dans l'eau : ses dissolutions concentrées sont noires et paraissent rouges sur les bords. Il forme, avec les chloro-bases, des *perchloro-iridates*.

*Composition.*  $\text{IrCl}^3$ , analogue à celle du peroxyde ( $\text{IrO}^3$ ).

---

(1) Fellenberg, dans *Annal. de Poggend.*, vol. XLIV, p. 220.

On l'obtient en traitant par l'eau régale très-concentrée l'oxyde d'iridium préparé avec le nitre.

### *Alliages.*

L'iridium s'allie à la chaleur blanche avec la plupart des métaux. Il rend les métaux moins ductiles, et leur communique beaucoup de roideur et une grande dureté. L'argent, l'or, le cuivre et d'autres métaux rendent l'iridium soluble dans l'eau régale, mais non pas dans l'acide azotique. L'iridium s'allie avec l'argent sans altérer la couleur de ce dernier. Il a une très-grande affinité pour l'osmium. Son alliage avec le plomb est d'un blanc éclatant, dur et malléable. Il ne fond qu'à la chaleur blanche. Passé à la coupelle, l'iridium reste sous la forme d'une poudre grossière de couleur foncée.

### *Sels d'iridium.*

*Caractères généraux.* Les dissolutions d'iridium peuvent présenter les colorations les plus diverses depuis le rouge jusqu'au violet. Ces colorations se manifestent surtout lorsqu'on mélange ces dissolutions entre elles, en variant les proportions.

1° Les corps désoxygénants (acides sulfureux, azoteux, proto-chlorure d'étain) décolorent les dissolutions d'iridium.

L'ammoniaque, la noix de galle, le sulfate de fer, le cyanoferrure de potassium, le fer, le zinc, produisent le même effet.

2° L'hydrogène sulfuré y forme, à la longue, un précipité d'un brun plus ou moins foncé.

3° Le fer, le zinc, l'étain et beaucoup d'autres métaux précipitent l'iridium de ses dissolutions. L'iridium ne se dépose qu'au bout d'un certain temps.

## OSMIUM.

**ÉTymOLOGIE.** Le nom d'*osmium* dérive du grec *ὀσμή*, odeur, par allusion à l'odeur pénétrante que répand le peroxyde.

*Propriétés physiques.* L'osmium a la plus grande analogie avec l'iridium. Il se présente sous la forme d'une poudre noire qui, par le frottement, prend un aspect métallique d'un gris bleuâtre. On l'obtient en masses compactes, malléables et un peu ductiles, lorsqu'on réduit l'acide osmique au moyen de l'hydrogène. Le poids spécifique de l'osmium est environ 10. Chauffé à l'abri du contact de l'air, il est complètement infusible et fixe.

*Propriétés chimiques.* Il est inaltérable à l'air et dans l'eau, à la température ordinaire. Chauffé au rouge et au contact de l'air ou de l'oxygène, il se volatilise après s'être transformé en acide osmique caractérisé par son odeur forte et piquante. L'osmium a pour dissolvant l'eau régale, ou plutôt l'acide azotique fumant. La dissolution, d'abord verte, finit par devenir d'un jaune rougeâtre. Chauffé avec un mélange de potasse et de nitre, l'osmium donne naissance à de l'acide osmique dont une partie se volatilise, tandis que l'autre reste combinée avec l'alcali.

Le soufre, le phosphore, l'arsenic et le chlore peuvent se combiner directement avec l'osmium; l'action est souvent accompagnée de lumière.

*État.* L'osmium se rencontre dans le minerai de platine. Il existe le plus souvent allié avec l'iridium (*osmiure d'iridium*).

*Préparation.* Le minerai d'osmium et d'iridium est réduit en poudre et calciné avec du nitre dans une cornue de porcelaine. Une partie de l'osmium se volatilise à l'état d'acide osmique et arrive dans un récipient contenant de l'ammoniaque. Le résidu de la cornue est une combinaison de potasse avec les oxydes d'osmium et d'iridium. On dissout ce

résidu dans l'eau et on distille la dissolution avec de l'acide azotique. L'acide osmique passe à la distillation avec l'acide azotique et le gaz nitreux ; il reste dans la cornue de l'oxyde d'iridium à peine soluble dans l'acide azotique.

*Historique.* L'osmium a été découvert en 1830, par Tennant, dans un minéral de platine.

*Composés oxygénés.*

On connaît au moins quatre degrés d'oxydation de l'osmium : 1° Le *protoxyde (oxydule)* sec est noir, et d'un noir verdâtre quand il est hydraté. Il forme, avec les acides, des sels solubles, d'un vert foncé. On l'obtient en précipitant par la potasse le *chlorosmiat de potassium*, chlorure double de potassium et d'osmium.

*Composition.* 1244,487 Os,

100 O,

1344,487 = Os O = 1 équiv. de protoxyde d'osmium.

2° Le *deutoxyde (sesquioxyle)* n'existe qu'en combinaison avec l'ammoniaque. Il se présente sous la forme d'une poudre d'un brun foncé. Il forme, avec plusieurs acides, des espèces de combinaisons incristallisables, solubles dans l'eau. L'azotate d'ammoniaque et d'osmium brûle comme une fusée, en lançant au loin des parcelles d'osmium.

On obtient le deutoxyde d'osmium en versant de l'ammoniaque en excès dans une dissolution aqueuse d'acide osmique. On expose ensuite le mélange, dans un flacon à demi bouché, à une température de 40° à 60° ; enfin, après avoir évaporé à sec, on lave le résidu avec de l'eau : le deutoxyde d'osmium reste, parce qu'il est insoluble.

Sa composition paraît être Os<sup>2</sup> O<sup>3</sup>.

3° Le *tritoxyle (oxyde osmique, oxyde)* est pulvérulent et noir à l'état anhydre, d'un brun foncé à l'état d'hydrate. Par

la chaleur il perd toute son eau sans perdre son oxygène. De tous les acides, l'acide chlorhydrique seul en dissout une petite quantité. On obtient le tritoxyle d'osmium en traitant le *deutochlorosmiat* de potassium par le carbonate de potasse.

Sa formule est  $\text{Os O}^3$ .

4° Le *peroxyde* (*acide osmique*) est caractérisé par son odeur, qui est si forte et si pénétrante qu'elle fait perdre, pour quelques instants, l'usage de l'odorat. Cette odeur rappelle celle du raifort ou du chlorure de soufre. L'acide osmique est plus fusible que la cire et très-volatil. Il est soluble dans l'eau, dans l'alcool et dans l'éther. Dissous dans l'alcool ou dans l'éther, il se réduit au bout de plusieurs heures, et l'osmium ne tarde pas à se déposer à l'état métallique. Beaucoup de substances organiques réduisent l'acide osmique, même à la température ordinaire. L'acide osmique tache la peau en noir. Brûlé avec de l'alcool, il se réduit en communiquant beaucoup d'éclat à la flamme de l'alcool. La noix de galle communique à la dissolution aqueuse de l'acide osmique une belle couleur bleue, après l'avoir fait passer par la couleur pourpre. Cette liqueur bleue, mêlée avec de la gomme, peut servir d'encre indélébile, que les acides forts font passer au vert. Le zinc, en réduisant l'acide osmique, fait passer la liqueur par les nuances de rose et de vert.

L'acide osmique se combine avec les bases, et particulièrement avec les bases alcalines, pour former des *osmiates* plus faciles encore à décomposer que les carbonates. L'acide osmique est un acide très-faible. Il ne rougit pas la teinture de tournesol et ne déplace pas même l'acide carbonique.

*Composition.*  $\text{Os O}^4$ .

Pour l'obtenir pur, on fait arriver de l'oxygène sur de l'osmium métallique chauffé dans une boule de verre. L'acide osmique se dépose en partie dans le tube adapté à la boule, et on reçoit le reste dans une dissolution alcaline.

Les oxydes intermédiaires d'osmium sont peu connus.

*Chlorures.*

En faisant arriver un courant de chlore sec sur de l'osmium réduit en poudre fine, on obtient deux chlorures qui se volatilisent et se condensent, sous forme d'aiguilles, à des distances différentes du foyer. Le moins volatil est d'un vert foncé, c'est le *protochlorure*; le plus volatil est rouge, c'est le *perchlorure*.

1° Le *protochlorure* se dissout dans l'eau qu'il colore en vert. La dissolution, exposée à l'air, devient de plus en plus foncée. Le *protochlorure* se décompose en acide chlorhydrique, en acide osmique et en osmium qui forme un léger dépôt floconneux bleuâtre.

2° Le *perchlorure* (*acide chloro-osmique*), dissous dans l'eau, se colore en jaune de citron, en vert clair, en vert foncé, suivant la quantité d'eau qu'on y ajoute.

Ces deux chlorures peuvent se combiner avec d'autres chlorures, et notamment avec les chlorures alcalins, pour former des *chlorosels* dans lesquels les chlorures d'osmium jouent le rôle d'acides.

La plupart des sels d'osmium sont susceptibles de cristalliser. Ils sont en général assez stables. Leur étude est encore à faire.

---



**EXPOSÉ**  
**DES ÉLÉMENTS**  
**DE LA CHIMIE ORGANIQUE.**



---

# EXPOSÉ

## DES ÉLÉMENTS

# DE LA CHIMIE ORGANIQUE.

---

### I. DÉFINITIONS. — *Différence entre la chimie organique et la chimie minérale.*

La chimie organique a pour objet l'étude de la composition et des propriétés des substances qui se sont formées au sein de l'organisme vivant dans les végétaux et dans les animaux. C'est sous ce dernier rapport qu'on a divisé la chimie organique en *chimie végétale* et en *chimie animale*.

La chimie végétale se rattache à la chimie minérale; car les végétaux se nourrissent de minéraux; et personne ne contestera l'étroite connexion qui lie la chimie animale à la chimie végétale.

Les éléments des *composés organiques* sont les mêmes que ceux de la chimie minérale, avec la différence qu'ils sont moins nombreux. L'*oxygène*, l'*hydrogène*, le *carbone* et l'*azote*, voilà tous les éléments dont se composent les produits organiques si variés en quantité et en qualité. A ces éléments il faut ajouter, dans quelques cas rares, le *phosphore*, le *soufre* et le *sélénium*.

Nous n'avons aucune idée des moyens dont se sert la nature pour opérer ces transformations qui nous étonnent, pour puiser dans le sol et pour tirer de l'atmosphère les éléments convenables, en un mot pour engendrer le sucre, la

gomme, l'amidon, la fibre ligneuse, la fibre musculaire, la graisse, etc., avec quatre ou cinq éléments diversement groupés. « C'est la vie, c'est la force vitale qui engendre tout cela. » Mais ces paroles sont l'aveu de notre impuissance à résoudre un problème dont la solution nous échappera probablement toujours. Nous ne connaissons la vie, comme en général toute force, que par ses manifestations, que par ses effets. Il ne nous est pas donné d'en apprécier la cause ni de remonter jusqu'à son origine.

Au problème de la vie se joint un autre problème, non moins difficile à résoudre, celui de l'*espèce* et de l'*individualité*. La vigne tire le jus de ses grappes du même sol dont la belladone tire son poison. Le pavot, qui fournit l'opium, croît à côté des plantes potagères. Les espèces et les individualités sont bien plus tranchées encore dans le règne animal. Le poison qui nous tue et l'aliment qui sert à notre entretien ne diffèrent l'un de l'autre, chimiquement parlant, que par une plus ou moins grande quantité d'oxygène, d'hydrogène, de carbone ou d'azote. Tout ce que nous savons, c'est que les plantes, comme les animaux, ne peuvent s'approprier ces éléments que lorsque ceux-ci leur sont présentés *sous certaines formes et dans des conditions données*.

On a beau plonger une plante dans un mélange de carbone, d'oxygène, d'hydrogène et d'azote, elle ne s'assimilera aucun de ces éléments, la plante périra faute de nourriture convenable. Il faut lui présenter ces éléments à l'état d'eau, d'acide carbonique, d'humus (déchets de matières organiques), d'engrais, etc., pour qu'elle puisse continuer de vivre. Ces matières deviennent elles-mêmes inutiles si les *conditions* et les *circonstances* qui les accompagnent ne sont plus les mêmes. Toute organisation serait arrêtée, sinon détruite, si la température ordinaire, la pression atmosphérique, l'état électrique de l'air, la lumière, etc., venaient à changer. Ce qui est vrai pour les végétaux l'est à plus forte raison pour les animaux. Il est impossible de se nourrir avec du

carbone, avec de l'eau , avec de l'hydrogène carboné , ou avec de l'azotate d'ammoniaque , lors même que ces substances seraient données exactement dans les proportions convenables pour former de la viande. Le travail vital de l'assimilation ne peut s'effectuer qu'avec des substances tirées soit du règne végétal, soit du règne animal ; c'est-à-dire, avec des substances qui ont déjà servi à la manifestation et à l'entretien de la vie ; et la vie elle-même , pour le répéter, ne continue de se manifester qu'autant que les agents physiques environnants se maintiennent dans leur état actuel.

Bien que nous ne puissions pas, dans nos laboratoires, procéder par les mêmes voies qu'emploie la nature , il nous est cependant permis de former artificiellement un certain nombre de produits semblables à ceux qui se trouvent au sein de l'organisme vivant. Ainsi, en traitant l'amidon par l'acide sulfurique , on obtient du sucre tel qu'il existe dans les fruits sucrés ; et en traitant , à son tour, le sucre par l'acide nitrique, on fait naître un acide (acide oxalique) qui se trouve naturellement dans l'oseille et dans beaucoup d'autres plantes. Le peroxyde de manganèse, chauffé avec de l'acide sulfurique et de la sciure de bois , donne un produit acide (acide formique) qui est le même que celui qu'on extrait des fourmis écrasées. La calcination de la potasse avec du sang donne un gaz d'une odeur piquante (cyanogène) ; et celui-ci , après avoir été combiné avec l'oxygène (acide cyanique), donne, par la distillation avec l'ammoniaque , un produit qui existe dans l'urine de l'homme (urée).

Il est à remarquer que dans toutes ces réactions on change des produits organiques peu stables en des produits beaucoup plus stables et qui résistent à une température beaucoup plus élevée que les premiers ; en d'autres termes , on rapproche les substances organiques de plus en plus de la nature des substances minérales. Le caractère essentiel de la chimie minérale, c'est la *stabilité* des composés ; celui de la chimie organique, c'est la *mobilité* des éléments des composés dont s'oc-

cupe cette science. Nous pouvons changer le sucre successivement en acide oxalique, en acide carbonique et en eau ; mais il nous est impossible de changer ces derniers produits en sucre. Là, l'intervention de la vie est absolument nécessaire. Il est permis à l'homme de descendre, si je puis m'exprimer ainsi, l'échelle des produits organiques, mais il lui est impossible de la remonter.

## II. Des métamorphoses des substances organiques.

Les conditions les plus propres à altérer les substances organiques, sont l'air saturé d'humidité (80° de l'hygromètre de Saussure) et une température variant de 10° à 25° du thermomètre centigrade. Les deux extrêmes de l'échelle thermométrique sont, au contraire, favorables à la conservation de ces substances. Les conditions d'électricité et de saturation de l'air par différents gaz n'ont point encore été assez examinées pour que l'on puisse dire quelle est leur part d'action dans la conservation des matières organiques.

On a désigné par les noms de *fermentation*, de *putréfaction* et d'*érémacausie* (combustion lente) (1) les phénomènes qui ont pour résultat l'altération des matières végétales et animales, et leur décomposition en d'autres composés moins complexes et plus stables. Ces derniers composés, dont la plupart appartiennent à la chimie minérale, sont l'acide carbonique, l'ammoniaque, l'eau, divers carbures d'hydrogène, l'hydrogène sulfuré, l'hydrogène sélénié, l'acide acétique, l'acide formique, l'acide prussique, etc.

Le nom de *fermentation* a été, dans le langage ordinaire, particulièrement consacré à la transformation du sucre en alcool (*fermentation alcoolique*). Mais la *putréfaction* elle-

---

(1) Le nom d'*érémacausie* (du grec *έρμος*, désert, et *καίω*, je brûle), proposé pour signifier *combustion lente*, est fort mal choisi ; car *έρμος* n'a jamais voulu dire *lent*, *longtemps prolongé*. Il vaudrait mieux employer *chronio-causie* (de *χρόνιος*, ce qui dure, et de *καίω*, je brûle) à la place d'*érémacausie*.

même n'est autre chose qu'une véritable fermentation. La seule différence qu'il y ait, c'est que, dans la putréfaction, la fermentation s'opère sur des matières animales azotées, et que les gaz qui se dégagent sont odorants, fétides, tandis que, dans la fermentation proprement dite (alcoolique), les matières fermentescibles sont tirées du règne végétal, non azotées, et les gaz qui se dégagent sont inodores ou nullement fétides.

L'*érémacausie* est une espèce de *combustion lente*, cause de ces mille transformations que les substances organiques sont susceptibles de subir, par un séjour prolongé à l'air, ou par suite de l'absorption de l'oxygène (Liebig).

La pourriture sèche du bois, la dessiccation des huiles, la transformation du bois en terreau (*ulmine*), celle de l'alcool en vinaigre (1), la production du salpêtre, etc.; tous ces phénomènes ont été rangés dans la classe des décompositions *par érémacausie*.

a. *De la fermentation du sucre.*

Le moût de vin, le moût de bière, et en général le jus des plantes sucrées, exposés au contact de l'air et à une température de 20° à 25°, se troublent; il s'en dégage du gaz acide carbonique, le sucre disparaît, et à sa place se trouve l'alcool: en même temps il se dépose dans la liqueur une substance particulière, de couleur jaune ou grise, riche en azote et insoluble dans l'eau. C'est cette substance qui porte le nom de *ferment* et qui possède, au plus haut degré, la propriété de reproduire la *fermentation*, c'est-à-dire la transformation de l'eau sucrée en alcool et en acide carbonique (2).

---

(1) La transformation de l'alcool en vinaigre est considérée par beaucoup de chimistes comme une sorte de fermentation, et appelée *fermentation acide*.

(2) Suivant MM. Cogniard-Latour et Turpin, la fermentation (de la bière) est une opération chimique produite par des êtres organisés au sein d'une substance organique; ces êtres grossissent et se développent dans une atmosphère d'acide carbonique.

L'alcool et l'acide carbonique se sont formés aux dépens des éléments du sucre, tandis que le ferment doit son existence aux éléments des matières azotées (gluten, albumine végétale) renfermées dans le moût de vin ou dans le moût de bière.

D'après l'analyse de M. Thénard, 100 parties de sucre de canne ont donné :

51,27 d'acide carbonique,  
52,62 d'alcool.

D'après la composition du saccharate de plomb (combinaison du sucre de canne avec le protoxyde de plomb), on a tout lieu de croire que l'équivalent du sucre est  $= C^{12} H^{11} O^{11}$ , que l'on peut représenter par

$C^4 \quad O^8 = 4$  équiv. d'acide carbonique,  
 $C^4 H^6 O^3 = 1$  équiv. d'alcool,  
 $C^4 H^3 O = 1$  équiv. d'éther,

total :  $C^{12} H^{11} O^{11} = 1$  équiv. de sucre (dans le saccharate de plomb).

Or, comme l'expérience démontre, d'un côté, que le sucre se transforme, pendant la fermentation, en alcool et en acide carbonique, et que, d'un autre côté, on peut représenter l'éther par la formule d'un *monohydrate* d'alcool ( $C^4 H^6 O^3 + HO$ ), il s'ensuit que l'eau prend une part active dans cette transformation.

Le sucre est, non pas un composé d'alcool et d'acide carbonique (car ni l'un ni l'autre ne s'y trouvent tout formés), mais un composé peu stable, qui renferme les éléments nécessaires pour donner, avec le concours de l'eau et sous l'influence du ferment, naissance à de l'alcool et à de l'acide carbonique. Les éléments du ferment ne prennent aucune part sensible à la formation de ces produits.

Cependant, à la température de 35° à 40°, le ferment lui-même prend une part active à la formation des produits qui



se multiplient. Il se manifeste alors un abondant dégagement de gaz d'une odeur fétide ; le sucre disparaît, et à sa place il se produit de l'acide lactique, isomère avec le sucre, et de la mannite. En même temps il se forme de l'ammoniaque aux dépens de l'azote et de l'hydrogène du ferment, et une masse solide, semblable à de la gomme arabique. « Ces trois produits, indépendamment des gaz qui se sont dégagés, pèsent plus que le sucre ; ils ne sont donc pas formés exclusivement des éléments du sucre. Comme aucun de ces produits ne se trouvait dans la liqueur (jus de betteraves, d'oignons, etc.) avant la métamorphose, il est évident qu'ils ont pris naissance par la décomposition réciproque des éléments du sucre et des substances étrangères ; c'est précisément cet enchaînement de métamorphoses que nous appelons *putréfaction*. » (Liebig, *Introduction à la chimie organique*. 8. Paris. 1840.)

#### b. De la putréfaction.

D'après ce que nous venons de voir, la putréfaction appartient au même ordre de phénomènes que la fermentation ; comme pour la fermentation, une température convenable, le contact de l'air (de l'oxygène) et de l'eau sont nécessaires pour la putréfaction.

La plupart des substances végétales et des substances animales sont susceptibles d'éprouver la fermentation putride. Pendant cette action, il se dégage des gaz nombreux, fétides ; on remarque particulièrement l'acide carbonique, l'hydrogène sulfuré, l'hydrogène séléné, l'hydrogène proto-carboné, l'ammoniaque. Tous ces gaz entraînent, en se dégageant, des parcelles de la matière en putréfaction (1). Après que tous ces gaz se sont dégagés, il reste pour résidu une substance brune,

---

(1) La production de ces gaz explique le ballonnement du ventre, la saillie des yeux, etc., des cadavres dans les amphithéâtres de dissection, et pourquoi on retrouve quelquefois, après l'exhumation, les cadavres tournés de côté dans le cercueil. C'est ce que l'on a pu constater lors de la translation des ossements du cimetière des Innocents dans les catacombes de Paris.

pulvérulente, dont la décomposition en acide carbonique et en eau est très-lente. Cette substance joue un rôle très-important dans la nutrition des plantes et des animaux infusoires; elle constitue, avec d'autres débris organiques, l'*humus* ou la terre végétale.

Le contact de toute matière azotée, facile à se putréfier, est éminemment propre à hâter le progrès de la putréfaction dans les substances organiques susceptibles de fermenter ou de se putréfier. C'est pourquoi le ferment, qui est lui-même un corps en putréfaction, peut être remplacé par le sang, la colle de poisson, la chair musculaire, l'urine, le fromage, le blanc d'œuf, etc. Toutes ces substances se composent d'oxygène, d'hydrogène, de carbone, d'azote, et quelquefois de soufre : ce sont, en un mot, des composés très-complexes, et il ne faut rien moins que *la vie*, c'est-à-dire une force dont l'homme ne connaît que les effets, pour maintenir les nombreux éléments de ces composés dans un état préétabli d'équilibre et de stabilité. Dès que cette force inconnue vient à cesser, l'équilibre est rompu; les molécules des éléments organiques obéissent *exclusivement* aux forces physiques qui régissent le règne minéral. Aussi, le mouvement qui s'établit alors a-t-il pour résultat de grouper les éléments dont nous venons de parler, de manière à donner naissance à des composés stables qui résistent aux agents atmosphériques ordinaires, à des composés dans lesquels l'antagonisme d'acide et de base est souvent bien marqué; en un mot, à des composés qui appartiennent à la chimie minérale. Le sang, le blanc d'œuf et la chair musculaire sont devenus acide carbonique, ammoniacque et eau.

Considérée comme un enchaînement de métamorphoses de plusieurs substances, la putréfaction appartient, par ses résultats, aux plus fortes actions désoxydantes.

*Exemple.* Lorsqu'on abandonne dans un vase clos une dissolution aqueuse de sulfate de chaux avec une décoction de sciure de bois ou de toute autre matière putrescible, on n'y

trouve plus, au bout d'un certain temps, d'acide sulfurique, mais à sa place on trouve de l'acide carbonique et de l'acide sulfhydrique qui se partagent la chaux (*Liebig*).

Les substances qui s'opposent à la fermentation entravent également la putréfaction. Parmi ces substances, on compte le sel marin, l'alcool, l'oxyde de mercure, le sublimé corrosif, l'acide pyroligneux, l'acide sulfureux, le bioxyde d'azote, le nitrate d'argent, les huiles essentielles, le sulfate d'alumine, etc. La plupart de ces substances se font remarquer par leur action désoxydante énergique. La méthode de conservation d'Appert repose principalement sur l'éloignement de l'oxygène des substances animales qu'on cherche à conserver.

c. De l'éremacausie (*chroniocaustie*).

Un assez grand nombre de substances éprouvent, sous l'influence de l'oxygène de l'air et par suite sous l'influence d'un séjour prolongé dans le milieu atmosphérique, des transformations variées dont plusieurs avaient été jusqu'ici confondues avec les phénomènes de la fermentation. Ces transformations sont dues à une véritable combustion lente à laquelle on a donné le nom d'éremacausie, et à laquelle je propose de donner le nom de *chroniocaustie*. (Voy. page 596.)

A cet ordre de phénomènes appartiennent les transformations de l'alcool en vinaigre, de l'acide gallique en ulmine, de l'acide prussique en formiate d'ammoniaque, de l'orcine, de la phlorizine, etc., en matières colorantes rouges ou violettes; la nitrification, la pourriture sèche, etc.

La présence d'une base alcaline (potasse, soude, ammoniaque) hâte singulièrement la production de ces phénomènes; elle est même nécessaire pour quelques-uns d'entre eux. Il y a de l'eau et quelquefois de l'acide carbonique mis en liberté.

*Chroniocaustie de l'alcool (fermentation acide)*. L'alcool ( $C^2 H^6 O^2$ ), exposé au contact de l'air, absorbe de l'oxygène

en même temps qu'il perd de l'hydrogène, qui forme de l'eau avec l'oxygène absorbé. L'alcool, avant de se convertir en vinaigre ( $C^4 H^3 O^3$ ), passe par l'état intermédiaire d'un produit particulier qui porte le nom d'aldéhyde (*alcool déshydrogéné*)  $= C^4 H^4 O^2$ .

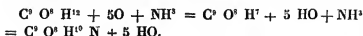
Une dissolution alcoolique de potasse absorbe promptement l'oxygène de l'air et se colore en brun. La liqueur contient de l'acide acétique, de l'acide formique, et les produits de la décomposition de l'aldéhyde, parmi lesquels on distingue surtout un corps résineux colorant.

*Chroniocausie de l'orcine.* La matière incolore et sucrée du lichen, appelée *orcine*, se change, sous l'influence de l'oxygène et de l'ammoniaque, en une belle matière colorante appelée *orcéine* (couleur de pensée, orseille) employée en teinture. Dans cette action, 5 équivalents d'oxygène enlèvent à l'orcine 5 équivalents d'hydrogène pour former de l'eau, 1 équivalent d'ammoniaque se combine avec l'orcine et la transforme en une matière azotée colorante (orcéine).

L'équivalent de l'orcine est  $= C^9 O^8 H^{12}$ .

L'équivalent de l'orcéine est  $= C^9 O^8 H^{10} N$ .

Formule de cette transformation :



*Chroniocausie du ligneux.* Le ligneux (bois, papier) se compose de 45 p. 100 de carbone; le restant est de l'hydrogène et de l'oxygène dans les proportions convenables pour former de l'eau. Or, le ligneux humide s'altère rapidement dans l'oxygène. Pour chaque volume de ce gaz qu'il absorbe, il dégage un volume égal d'acide carbonique qui, comme on sait, contient son volume d'oxygène. (Expériences de *Th. de Saussure*.)

Toutes ces décompositions, dont nous pourrions multiplier les exemples, sont dues à une combustion lente; ce qui le prouve, c'est qu'une température élevée produit le plus sou-

vent les mêmes résultats. L'alcool, l'acide prussique, en contact avec un alcali, se transforment rapidement, *à l'aide de la chaleur*, l'un en acide acétique, l'autre en acide formique. Ce que la chaleur fait ici dans *l'espace de quelques instants*, le contact de l'air le produit, dans les circonstances ordinaires de l'atmosphère, dans *l'espace de plusieurs jours*. L'arbre, à mesure qu'il vieillit, perd sa sève; le tronc se dessèche, les feuilles et les branches tombent. La peau, la chair, les os, enfin tous les tissus de l'homme qui avance en âge, durcissent, se dessèchent comme par l'effet d'une combustion lente. Le *temps*, c'est-à-dire l'action continue de l'air et des conditions physiques de l'atmosphère (température, humidité, lumière, électricité), agit donc comme la *chaleur*.

D'après ces idées, appuyées sur des faits, la *vie*, considérée comme manifestation physique, serait la lutte d'une force inconnue (force vitale) contre l'action du temps, c'est-à-dire contre l'action d'une combustion lente. Cette dernière venant à l'emporter, les molécules du monde organique obéissent à la seule force des agents physiques, se groupent de manière à former des composés stables dont la plupart rentrent dans le règne minéral d'où ils étaient primitivement sortis. Les plantes et les animaux se métamorphosent, après leur mort, en acide carbonique, en eau, en ammoniaque, en hydrogène carboné, en ulmine et en terre végétale; et celle-ci, débris des plantes et des animaux morts, sert à l'entretien et à la nutrition des plantes et des animaux vivants. C'est là le véritable *perpetuum mobile*, τὸ ἀεί κινούμενον, le mouvement perpétuel. Pas un atome de la matière primitivement créée ne se perd; la matière ne se détruit pas; elle subit des transformations. C'est le rôle du chimiste de se rendre compte de ces transformations et de les imiter, autant qu'il est possible, par tous les moyens que le Créateur a mis à sa disposition.

### III. *Analyse des substances organiques.*

L'*analyse élémentaire* des matières organiques consiste dans l'évaluation de l'oxygène, de l'hydrogène, du carbone et de l'azote dont se composent ces matières. Les oxydes de fer, de manganèse, les sels de chaux, la silice, etc., qui se trouvent dans les cendres de presque toutes les substances organiques, sont considérés comme étrangers et ne faisant pas partie de la constitution essentielle de ces substances.

Cette analyse s'exécute constamment par la voie sèche.

L'*analyse des principes immédiats* a pour objet la détermination des composés acides, alcalins (1) ou neutres qui peuvent être retirés d'une substance organique, non pas à l'aide du feu, mais au moyen des dissolvants ou des réactifs, tels que l'eau, l'alcool, l'éther, les huiles, les alcalis, la chaux, etc.

*Exemples* : 1° Le suc solidifié du *papaver somniferum* (opium) est une substance brunâtre et très-complexe d'après sa composition. Une partie se dissout dans l'eau, tandis que l'autre partie reste insoluble. Lorsqu'on traite la partie qui s'est dissoute, par un excès de base alcaline, telle que l'ammoniaque ou la magnésie, on obtient un précipité insoluble dans l'eau et soluble dans l'alcool. Ce précipité est une base organique (alcaloïde) appelée *morphine*, laquelle existe dans l'opium, à l'état de *méconate* soluble dans l'eau. On lave la morphine avec l'alcool faible pour enlever la matière colorante; puis on la lave avec l'éther pour la séparer d'une partie de *narcotine* entraînée dans le précipité; enfin, on la fait cristalliser avec des acides, tels que l'acide acétique, l'acide chlorhydrique, etc. — La *morphine* est le premier alcaloïde connu. Il a été découvert presque en même temps par Serturner, en

---

(1) Les composés organiques alcalins portent généralement le nom d'*alcaloïdes*. Ils sont tous terminés en *ine*; exemples : *quinine*, *morphine*, *salicine*, etc. La plupart donnent, avec les acides, des sels cristallisables, tels que le *sulfate de quinine*, le *chlorhydrate de morphine*, etc.

Allemagne, et par Séguin, en France. Sa formule est  $C^{25}NH^{30}O^8 + H^1O^1$  (2 équivalents d'eau de cristallisation). — L'opium renferme, outre la morphine, la *narcotine*, la *codéine*, la *thébaïne*, l'*acide méconique*, une *matière colorante*, une *matière gommeuse extractive*, etc.

2° Il existe dans les pommes, dans les poires, dans la joubarbe, dans le fruit du sorbier, etc., un composé acide qui porte le nom d'*acide malique*. En traitant le suc de ces substances par la chaux, on obtient un *malate acide de chaux*, soluble dans l'eau bouillante. En précipitant la chaux par le carbonate de soude, il se produit du malate de soude soluble. Celui-ci, traité à son tour par de l'acétate de plomb, donne du malate de plomb insoluble et de l'acétate de soude qui reste en dissolution; enfin, le *malate de plomb*, traité par l'hydrogène sulfuré, donne du sulfure de plomb insoluble et de l'*acide malique* qui reste en dissolution. En évaporant la liqueur, on obtient l'*acide malique* cristallisé sous forme de choux-fleurs.

3° Le suc de la betterave (*beta vulgaris*) renferme du *sucré*, principe indifférent, identique avec celui que fournit la canne à sucre (*saccharum officinale*). Mais le suc de la betterave renferme en outre une grande quantité d'eau, du nitre, des chlorures de potassium et de sodium, une matière colorante jaune ou rouge, de l'albumine végétale, etc. On porte ce suc à l'ébullition après y avoir ajouté 3 ou 4 fois son poids de chaux éteinte. On coagule l'albumine et on décolore la liqueur dans un vase ayant la forme d'un entonnoir. On évapore et on fait cristalliser par le refroidissement.

Les *produits immédiats*, obtenus par la voie humide, existent-ils réellement dans les substances organiques dont on les extrait, ou ne proviennent-ils que de l'altération de ces substances par les dissolvants ou les réactifs employés?

Cette question est de la plus haute importance; sa solution n'est pas toujours facile. Quoi qu'il en soit, il est certain que dans quelques cas ces produits n'y existent pas, pour ainsi

dire, de toutes pièces, mais qu'ils prennent naissance sous l'influence des dissolvants ou des réactifs employés.

*Exemples.* En traitant par l'eau les amandes amères pilées on obtient, par la distillation, une huile essentielle d'une odeur de fleurs de pêcher, renfermant une quantité notable d'acide prussique (*huile d'amandes amères*). Lorsqu'on traite, au contraire, par l'alcool absolu bouillant, ces mêmes amandes amères pilées, on obtient un produit blanc, cristallin, complètement inodore et qui porte le nom d'*amygdaline* ( $C^{20} H^{22} O^{12} N$ ). Il ne se produit pas une trace d'huile essentielle d'amandes amères. Mais celle-ci se forme aussitôt qu'on met l'*amygdaline* en contact avec l'eau et l'albumine des amandes (émulsine). Ainsi l'eau qu'on ajoute aux amandes amères forme, avec l'émulsine (albumine) qui s'y trouve déjà, l'huile essentielle d'amandes amères, par suite de la décomposition de l'*amygdaline* qui renferme tous les éléments de l'acide prussique.

La farine des graines de moutarde donne lieu, sous l'influence de l'eau, à une réaction analogue.

Le contact de l'eau altère et détruit les globules de sang, etc.

À l'analyse élémentaire et à l'analyse des principes immédiats on pourra ajouter une troisième espèce d'analyse, savoir, l'*analyse des corps organisés*. (Voy. la distinction des corps organisés et des corps organiques au mot *analyse*, pag. 28.)]

L'auxiliaire le plus puissant, l'instrument unique de cette analyse, c'est le *microscope*.

Le microscope est destiné à rendre de grands services, non-seulement à la zoologie, mais surtout à la chimie organique. C'est au moyen du microscope qu'on est parvenu à étudier la conformation et la structure intime des tissus, des liquides, etc., de l'économie vivante. C'est ainsi qu'on a trouvé que le sang est un liquide incolore dans lequel nagent de petits globules sous forme de disques aplatis, renfermant la ma-



tière colorante. L'analyse microscopique fournit ici, comme dans beaucoup d'autres cas, des caractères précieux que l'analyse par la voie sèche et l'analyse par la voie humide sont incapables de fournir; car le sang, comme tout corps organisé qu'on attaque par les réactifs ou par les moyens de l'analyse ordinaire, perd son caractère distinctif; il cesse d'être *corps organisé*: on le décompose pour en extraire la fibrine, l'albumine, des sels alcalins, l'oxyde de fer, etc., c'est-à-dire des substances qui peuvent se trouver, non-seulement dans le sang, mais dans une foule d'autres substances du règne organique.

Les *formules* qu'on applique aux composés organiques sont fournies par les résultats de l'analyse élémentaire. C'est pourquoi nous allons revenir à ce mode d'analyse sur lequel il importe de nous étendre davantage.

Les anciens chimistes analysaient les substances organiques en les traitant, par la *calcination*, dans un appareil distillatoire. Ils obtenaient ainsi un résidu solide, des liquides qui avaient passé à la distillation, et des esprits (*gaz*) qui s'étaient volatilisés. Suivant eux, ces résultats étaient conformes à la théorie des philosophes grecs, d'après laquelle la *terre*, l'*eau*, l'*air* et le *feu* formaient les *quatre éléments* du monde. Le résidu solide (*charbon*) (1) représentait la *terre*; les liquides de la distillation (*eau*, *huile de goudron*, *carbures liquides d'hydrogène*, *acide acétique*, *esprit de bois*, etc.) représentaient l'*eau*, et les gaz (acide carbonique, oxyde de carbone, hydrogène, azote, carbures gazeux d'hydrogène, etc.) indiquaient l'*air*. Quant au quatrième élément (*feu*), il était considéré comme l'âme ou le lien invisible de tous les corps combustibles.

Comme toutes les substances organiques traitées de cette

---

(1) Toute substance organique laisse, après sa combustion, un résidu de charbon, parce que l'oxygène et l'hydrogène ne s'y trouvent pas en quantité assez forte pour enlever tout le carbone à l'état d'acide carbonique ou à l'état de carbure d'hydrogène. Le charbon est, en outre, souvent mêlé de silice, d'oxyde de fer, d'oxyde de manganèse, de sels alcalins et de sels terreux.

manière donnent des résultats à peu près identiques, il est facile de comprendre combien le champ de l'analyse chimique des matières organiques devait être borné pour les anciens chimistes. C'est après la découverte de l'oxygène et après les découvertes qui se sont depuis succédé rapidement, que l'analyse élémentaire a suivi une direction nouvelle, conforme aux progrès de la science.

On détermine aujourd'hui les éléments d'un composé organique, non pas, comme le faisaient les anciens, par la calcination et la distillation, mais par la *combustion au moyen de l'oxygène et en pesant les produits qui se forment*. Par cette combustion, le carbone et l'hydrogène de la matière à analyser se séparent, l'un à l'état d'acide carbonique, l'autre à l'état d'eau. L'azote, si la matière en renferme, se sépare à l'état de gaz élémentaire; les sels alcalins, terreux et métalliques, s'il y en a, restent sous forme de cendres (1). Or, la composition de l'eau et de l'acide carbonique étant connue, il sera facile d'évaluer en poids la quantité de carbone et la quantité d'hydrogène que renferme la matière soumise à l'analyse.

Voilà le principe général de l'analyse élémentaire de la chimie organique. Maintenant nous allons y joindre quelques développements indispensables.

1° On brûle une quantité déterminée de matière à analyser avec un oxyde qui cède facilement son oxygène aux corps combustibles. On emploie de préférence l'*oxyde de cuivre* ou le *chromate de plomb* (2). La combustion s'opère dans un tube de verre très-peu fusible, placé sur une grille de fer. La matière à analyser, contenue dans le tube, est mélangée et

---

(1) Les matières également riches en carbone et en hydrogène brûlent rapidement avec une flamme jaune éclatante, tandis que les matières plus riches en carbone qu'en hydrogène brûlent bien plus difficilement. Les matières animales sont très-peu combustibles.

(2) On se sert particulièrement du chromate de plomb dans l'analyse des matières qui renferment du chlore.

entourée de chaque côté d'oxyde de cuivre; on y ajoute encore du cuivre métallique si la matière contient de l'azote (1).

Dans la figure suivante, la partie *a* (extrémité fermée) renferme de l'oxyde de cuivre, la partie *b*, un mélange d'oxyde de cuivre et de matière à analyser, la partie *c*, de l'oxyde de cuivre, enfin la partie *d* (extrémité ouverte) du tube renferme du cuivre métallique.



2° Pour recueillir l'eau et l'acide carbonique qui se dégagent pendant la combustion de la matière organique, on fait communiquer le tube précédent avec un petit tube pesé d'avance, contenant du chlorure de calcium sec et avec un petit appareil à boules (appareil de Liebig), également pesé d'avance, contenant une solution de potasse caustique, marquant 44° à 45° à l'aréomètre de Baumé.

Figure de l'appareil à boules de Liebig.



3° La combustion étant terminée, on pèse de nouveau le tube contenant le chlorure de calcium et l'appareil renfermant la solution de potasse. L'augmentation de poids du premier indique l'eau qui s'est formée, et l'augmentation de poids du dernier, l'acide carbonique. Or, la composition de l'eau et celle de l'acide carbonique étant connues, on connaîtra les quantités d'hydrogène et de carbone fournies par une quantité déterminée de matière à analyser.

Lorsque la matière à analyser renferme de l'azote, il faut diviser l'analyse en deux opérations distinctes. Dans la pre-

(1) L'acide nitreux, qui pourrait se produire, est réduit par le cuivre métallique.

mière, on dose l'hydrogène et le carbone; c'est l'opération que nous venons de décrire sommairement. Dans la dernière, on reçoit l'azote en volume, à l'état de gaz élémentaire.

Dans l'opération qui a pour but de doser l'azote, il faut autant que possible expulser tout l'air du tube, en faisant le vide et en opérant dans une atmosphère d'acide carbonique, produite au moyen de la calcination du bicarbonate de soude placé dans une extrémité du tube qui, du reste, est disposé comme dans l'analyse précédente.

L'eau et l'acide carbonique qui se dégagent sont reçus dans une cloche graduée, contenant une dissolution de potasse. L'eau et l'acide carbonique sont absorbés, et l'azote, insoluble dans la solution de potasse, déplace son volume de liquide (voy. *Analyse de l'air*, p. 172). Il est ensuite facile de réduire le volume en poids, sachant que 1000 centimètres cubes de gaz azote, à 0° et sous la pression de 0<sup>m</sup>,76, pèsent 1<sup>g</sup>,2679.

Pour obtenir des résultats exacts d'analyse, il est indispensable de s'astreindre à une foule de précautions dont les détails sont du ressort de la chimie analytique.

C'est d'après les données de l'analyse élémentaire, qu'on établit la *formule* d'un composé. Il faut ici distinguer la *formule brute* ou *empirique* de la *formule rationnelle*. La première indique purement et simplement les quantités relatives des éléments du composé. Le dernière est destinée en quelque sorte à rendre compte du groupement des molécules élémentaires dont les proportions sont exprimées par la formule empirique. La formule empirique exprime un fait réel, tandis que la formule rationnelle joint à ce fait des théories que l'expérience est loin de confirmer toujours. *Exemple* : La formule empirique de l'éther sulfurique est C<sup>4</sup>H<sup>10</sup>O.

La formule rationnelle de l'éther est, d'après M. Liebig, = C<sup>2</sup>H<sup>5</sup>+O. D'après cette formule, l'éther est l'oxyde d'un radical particulier (non isolé), appelé *éthyle* (C<sup>2</sup>H<sup>5</sup>). Suivant M. Dumas, la formule rationnelle de ce même éther est = C<sup>2</sup>H<sup>5</sup>+HO, c'est-à-dire un *monohydrate d'hydrogène bicarboné*.

Les chimistes les plus distingués de notre époque, ceux auxquels la science doit des progrès réels, semblent avoir pris pour base de la chimie organique le système des formules rationnelles; et les formules rationnelles ont conduit à la doctrine des *radicaux composés*.

« La chimie organique, dit M. Liebig, est la chimie des *radicaux composés*. — Toutes les combinaisons organiques peuvent se classer en certains groupes dont le point de départ est un radical; chaque individu de ces groupes est le résultat de la combinaison du radical dont il dérive avec des corps simples, ou bien il est formé par la réunion de ces nouveaux composés avec d'autres combinaisons (1) ».

Voici les radicaux admis par M. Liebig, et autour desquels viennent, suivant ce célèbre chimiste, se grouper tous les corps de la chimie organique :

|                   |   |                          |   |                   |
|-------------------|---|--------------------------|---|-------------------|
| <i>Amide.</i>     | — | <i>Oxyde de carbone.</i> | — | <i>Cyanogène.</i> |
| <i>Benzoïle.</i>  | — | <i>Cynnamyle.</i>        | — | <i>Salicyle.</i>  |
| <i>Éthyle.</i>    | — | <i>Acétyle.</i>          | — | <i>Méthyle.</i>   |
| <i>Formyle.</i>   | — | <i>Cétyle.</i>           | — | <i>Amyle.</i>     |
| <i>Glycéryle.</i> |   |                          |   |                   |

Il est à remarquer que tous ces radicaux sont hypothétiques, à l'exception de deux, l'oxyde de carbone et le cyanogène. Tant que l'expérience n'aura pas prononcé, chacun a le droit de rejeter les hypothèses ou de les adopter au gré de sa volonté : *Stat pro ratione voluntas*.

Le besoin de se rendre compte de la raison des choses, d'appliquer aux objets qui tombent sous les sens, l'harmonie des lois de l'intelligence, c'est là un besoin irrésistible, inhérent à l'homme qui pense. C'est autour de ce centre que gravite la destinée des sciences.

---

(1) *Traité de Chimie organique*, par Justus Liebig; tom. 1, Paris, 1840, page 1.

# TABLE ALPHABÉTIQUE

## DES MATIÈRES.

|                                         |     |                                          |          |
|-----------------------------------------|-----|------------------------------------------|----------|
| <b>A.</b>                               |     | Acide sulfhydrique.                      | 73       |
| Acides en général.                      | 14  | — sulfurique.                            | 87       |
| Acide antimonieux.                      | 262 | — sulfurique anhydre.                    | 93       |
| — antimonique.                          | 262 | — tantanique.                            | 229      |
| — arsénieux.                            | 250 | — tellureux.                             | 110      |
| — arsénique.                            | 254 | — tellurhydrique.                        | 130      |
| — azoteux.                              | 178 | — tellurique.                            | 109      |
| — azotique.                             | 180 | — titanique.                             | 226      |
| — borique.                              | 211 | — tungstique.                            | 515      |
| — bromhydrique.                         | 135 | — vanadique.                             | 526      |
| — bromique.                             | 137 | Acier.                                   | 390      |
| — carbonique.                           | 199 | Aérolithes.                              | 395      |
| — chloreux.                             | 125 | Æs.                                      | 468      |
| — chlorhydrique.                        | 116 | Æthiops martial.                         | 405      |
| — chlorique.                            | 123 | Affinité.                                | 22       |
| — chromique.                            | 432 | Aimant ( pierre d' ).                    | 405      |
| — cyanhydrique.                         | 158 | Air atmosphérique.                       | 166      |
| — fluorhydrique.                        | 149 | Alcals en général.                       | 15       |
| — hydro-fluo-silicique.                 | 150 | Alcalimétrie.                            | 304      |
| — hypochloreux.                         | 126 | Alcali minéral.                          | 206      |
| — hypophosphoreux.                      | 237 | Alcool.                                  | 601      |
| — hypophosphorique. <i>Voy. Acide</i>   |     | Alliage fusible de d'Arcet.              | 390      |
| phosphoreux.                            | 99  | Alliages. <i>Voy. Chacun des métaux.</i> |          |
| — hyposulfureux.                        | 98  | Allumettes chimiques.                    | 290      |
| — hyposulfurique.                       | 144 | Alumine.                                 | 371      |
| — iodhydrique.                          | 145 | Aluminiacés ( famille des ).             | 370      |
| — iodique.                              | 605 | ALUMINIUM.                               | 371      |
| — malique.                              | 422 | Alun de chrome.                          | 431, 435 |
| — manganique.                           | 245 | — à base d'ammoniaque.                   | 378      |
| — métaphosphorique.                     | 121 | — à base de lithine.                     | 313      |
| — perchlorique.                         | 144 | — manganésique.                          | 429      |
| — periodique.                           | 423 | — à base de potasse.                     | 376      |
| — permanganique.                        |     | — à base de soude.                       | 378      |
| — phosphatique. <i>Voy. Acide phos-</i> |     | — de Rome.                               | 377      |
| phoreux.                                | 238 | Amalgamation.                            | 546      |
| — phosphoreux.                          | 240 | Amalgames.                               | 482, 491 |
| — phosphorique.                         | 244 | Amalgame de mercure et d'ammo-           |          |
| — prussique. <i>Voy. cyanhydrique.</i>  |     | niac.                                    | 492      |
| — pyrophosphorique.                     | 105 | Ambygonite.                              | 311      |
| — sélénieux.                            | 103 | Ammoniaque.                              | 313      |
| — sélénhydrique.                        | 106 | AMMONIUM.                                | 314      |
| — sélénique.                            | 215 | Analyse.                                 | 27       |
| — silicique.                            | 82  | Anatase.                                 | 224      |
| — sulfureux.                            |     | ANTIMOINE.                               | 259      |
|                                         |     | Arbre de Saturne.                        | 366      |

|                                 |     |                                      |          |
|---------------------------------|-----|--------------------------------------|----------|
| ARGENT.                         | 542 | CHLORE.                              | 119      |
| Argentan.                       | 447 | Chlorures.                           | 120      |
| Argile.                         | 374 | Chlorure de chaux.                   | 347      |
| Arragonite.                     | 340 | Chromates.                           | 435      |
| ARSENIC.                        | 248 | CHROME.                              | 439      |
| Atacamite.                      | 406 | Chroniocausie.                       | 601      |
| Atomes.                         | 137 | Chrysocale.                          | 473      |
| <i>Auracés</i> (famille des).   | 529 | Cinabre.                             | 484      |
| Aurates.                        | 541 | Cobalt.                              | 430      |
| AZOTE.                          | 164 | Cohésion.                            | 2        |
| Azotates.                       | 185 | Colcothar.                           | 403      |
| Azotites.                       | 180 | Columbium. <i>Voy.</i> Tantale.      | 21       |
| <b>B.</b>                       |     | Combinaison.                         | 371      |
| <i>Baryacés</i> (famille des).  | 324 | Corindon.                            | 2        |
| Baryte.                         | 396 | Corps.                               | 539, 554 |
| BARYUM.                         | 324 | Couppellation.                       | 340      |
| Base.                           | 14  | Craie.                               | 25       |
| Binoxyde d'hydrogène.           | 66  | Cristallisation.                     | 463      |
| BISMUTH.                        | 495 | CUIVRE.                              | 478      |
| Blanc de Venise, de Hambourg.   | 308 | Cuivre de cémentation.               | 150      |
| Bleifahlerz.                    | 406 | CYANOGENE.                           | 163      |
| Blende.                         | 453 | Cyannres.                            |          |
| Bleu de Thenard.                | 441 | <b>D.</b>                            |          |
| Borates.                        | 213 | Déliquescence.                       | 18       |
| Borax.                          | 308 | Diallages.                           | 430      |
| Bore.                           | 210 | Diamant.                             | 195      |
| Bournonille.                    | 466 | Diaspore.                            | 378      |
| Braunstein.                     | 419 | Dimorphie.                           | 31       |
| Briques.                        | 219 | Dissolution.                         | 24       |
| BROME.                          | 133 | Distillation de l'eau.               | 62       |
| Bromates.                       | 138 | Dolomite.                            | 349      |
| Bromures.                       | 137 | <b>E.</b>                            |          |
| Bronze.                         | 474 | Ean.                                 | 60       |
| <b>C.</b>                       |     | — de chaux.                          | 337      |
| CADMIUM.                        | 460 | — ferrugineuse.                      | 62, 414  |
| Calamine.                       | 453 | — forte. <i>Voy.</i> Acide azotique. | 62       |
| Calcium.                        | 335 | — gazeuse.                           | 62       |
| Calomélas.                      | 487 | Emeraude.                            | 430      |
| Caméléon minéral.               | 422 | Encre.                               | 412      |
| Caméléon vert.                  | 422 | Encre sympathique.                   | 440      |
| Caractères d'imprimerie.        | 300 | Equivalents.                         | 35       |
| <i>Carbacés</i> (famille des).  | 194 | Erinte.                              | 406      |
| Carbonates.                     | 205 | Essais des monnaies.                 | 554      |
| CARBONE.                        | 195 | ETAIN.                               | 501      |
| Cascalhos.                      | 532 | Euchroïte.                           | 406      |
| Catalyse.                       | 23  | Eudiomètre.                          | 169      |
| Cendres de bismuth.             | 495 | <b>F.</b>                            |          |
| Cendres bleues.                 | 478 | Fahlerze.                            | 546      |
| Cérite.                         | 384 | Faïence.                             | 219      |
| CERIUM.                         | 384 | <i>Familles naturelles.</i>          | 44       |
| Céruse.                         | 307 | Ferment.                             | 597      |
| Chalcocite.                     | 519 | Fermentation.                        | 520      |
| Charbon.                        | 197 | Fer oligiste.                        | 395      |
| Chaux.                          | 336 | Fer spathique.                       | 398      |
| <i>Chloracés</i> (famille des). | 111 |                                      |          |
| Chlorates.                      | 124 |                                      |          |

|                                                      |               |                                  |          |
|------------------------------------------------------|---------------|----------------------------------|----------|
| FER.                                                 | 388           | Isomérisme.                      | 31       |
| <i>Ferracés</i> ( famille des ).                     | 387           | Isomorphisme.                    | 32       |
| Flint-glass.                                         | 220           |                                  |          |
| FLUOR.                                               | 149           | J.                               |          |
| Fluorures.                                           | 152           |                                  |          |
| Foie de soufre.                                      | 278           | Jaune de Turner.                 | 365      |
| Fonte.                                               | 391           | Jaune ( or ) de Cassel.          | 305      |
| Formules.                                            | 40            |                                  |          |
| Fourneaux ( hauts ).                                 | 400           | K.                               |          |
| Franklinite.                                         | 397           |                                  |          |
|                                                      |               | <i>Kaliacés</i> ( famille des ). | 208      |
| G.                                                   |               | Kalium. <i>Voy.</i> Potassium.   |          |
| Gadolinite.                                          | 384           | Kaolin.                          | 218      |
| Gahnite.                                             | 373, 453      | Karsténite.                      | 344      |
| Galène.                                              | 350           | Kermès minéral.                  | 203      |
| Gaz oléifiant.                                       | 192           | Kupferfahlerz.                   | 405      |
| Glanzerz.                                            | 511           | Kupfernickel.                    | 443      |
| Glauber ( sel de ).                                  | 307           |                                  |          |
| Glauberite.                                          | 344           | L.                               |          |
| Glocyne.                                             | 379           |                                  |          |
| GLUCYNIUM.                                           | 378           | Lait de chaux.                   | 337      |
| Graugültgerz.                                        | 460           | Laitier.                         | 400      |
|                                                      |               | Laiton.                          | 473      |
| H.                                                   |               | Lanthane.                        | 385      |
|                                                      |               | Lépidolithe.                     | 311      |
| Haar-Kies.                                           | 440           | Litharge.                        | 361      |
| Haldingérite.                                        | 260           | Lithine.                         | 311      |
| Haosmanite.                                          | 418, 421, 424 | LITHIUM.                         | 311      |
| Hématite.                                            | 395           | Liqueur de Lampadius.            | 200      |
| Heptachlorates. <i>Voy.</i> Perchlorates.            |               | — de Libavius.                   | 508      |
| Hétéromorphie. <i>Voy.</i> Dimorphie.                |               | — de Thomson.                    | 128      |
| Huile d'amandes amères.                              | 006           |                                  |          |
| Huile du gaz oléifiant.                              | 129           | M.                               |          |
| Huile de vitriol. <i>Voy.</i> Acide sulfu-<br>rique. |               | Magnésie.                        | 348      |
| <i>Hydrargyracés</i> ( famille des ).                | 481           | MAGNÉSIUM.                       | 348      |
| Hydrate de phosphore.                                | 236           | Malachite.                       | 400, 478 |
| Hydrogène.                                           | 187           | Manganate de potasse.            | 422      |
| Hydrogène antimoné.                                  | 206           | MANGANÈSE.                       | 417      |
| Hydrogène arseniqué.                                 | 257           | Marbre.                          | 340      |
| Hydrogène carboné.                                   | 191, 192      | Massicot.                        | 360      |
| Hydrogène phosphoré.                                 | 246           | Mélangé.                         | 22       |
| Hypoazotites. <i>Voy.</i> Azotites.                  |               | MERCURE.                         | 481      |
| Hypochlorites.                                       | 127           | Mercure fulminant.               | 483      |
| Hypophosphites.                                      | 237           | Mercure soluble de Hahneman.     | 493      |
| Hypo-sulfates.                                       | 98            | Métal des cloches.               | 474      |
| Hypo-sulfites.                                       | 100           | — des canons.                    | 474      |
|                                                      |               | Métaux.                          | 5        |
| I.                                                   |               | Métaphosphates.                  | 215      |
|                                                      |               | Mine douce.                      | 398      |
| Iodates.                                             | 140           | Minium.                          | 363      |
| IODE.                                                | 139           | Mispickel.                       | 397      |
| Iodites. <i>Voy.</i> Iodates.                        |               | Molré métallique.                | 503      |
| Iodures.                                             | 144           | Molécules.                       | 1        |
| Iodure d'azote.                                      | 147           | Molybdates.                      | 514      |
| Iohanite.                                            | 519           | Molybdène.                       | 510      |
| IRIDIUM.                                             | 581           | Monnaies d'argent.               | 553      |
| Iroconite.                                           | 460           | Monnaies ( fausses ).            | 559      |



|                                             |     |                                      |          |
|---------------------------------------------|-----|--------------------------------------|----------|
| Monnaies d'or.                              | 538 | Plomb rouge.                         | 357      |
| Morphine.                                   | 604 | Polymite.                            | 224      |
| Mort aux rats. <i>Voy.</i> Acide arsénieux. |     | Porcelaine.                          | 218      |
| Mortier hydraulique.                        | 338 | Potasse.                             | 271      |
| Myargyrite.                                 | 544 | POTASSIUM.                           | 260      |
| N.                                          |     | Poterie.                             | 219      |
| Nadelerz.                                   | 496 | Poudre de chasse.                    | 289      |
| Narcotine.                                  | 605 | Poudre de guerre.                    | 289      |
| Natrium. <i>Voy.</i> Sodium.                |     | Pourpre de Cassius.                  | 536      |
| Nickel.                                     | 442 | Précipité.                           | 27       |
| Nickelspeisglanzerz.                        | 443 | Proportions multiples.               | 34       |
| Nihil album.                                | 455 | Psilomélane.                         | 418      |
| Nitrates. <i>Voy.</i> Azotates.             |     | Putréfaction.                        | 599      |
| Nitre.                                      | 280 | Pyrite des fourneaux.                | 224      |
| Nomenclature des corps simples.             | 3   | Pyrite magnétique.                   | 407      |
| — des corps composés.                       | 5   | Pyrite martiale.                     | 407      |
| O.                                          |     | Pyrolucite.                          | 418, 421 |
| Opium.                                      | 604 | Pyrophore de Homberg.                | 377      |
| Os.                                         | 530 | Pyrophosphates.                      | 244      |
| — fulminant.                                | 537 | R.                                   |          |
| — graphique.                                | 532 | Réalgar.                             | 256      |
| — potable.                                  | 535 | RHODIUM.                             | 579      |
| Orcéine.                                    | 602 | Rouille de fer.                      | 404      |
| Orcine.                                     | 602 | Rubis.                               | 371, 430 |
| Orpiment.                                   | 255 | Rutile.                              | 223      |
| OSMIUM.                                     | 587 | S.                                   |          |
| Oxacés (famille des).                       | 54  | Salpêtre. <i>Voy.</i> Nitre.         |          |
| Oxyde de carbone.                           | 207 | Savon des verriers.                  | 419      |
| Oxydes.                                     | 69  | Schwerspath.                         | 327      |
| OXYGÈNE.                                    | 55  | Sedlitz (sel de).                    | 352      |
| P.                                          |     | Selénates.                           | 107      |
| Pacos du Péron.                             | 546 | Selénites.                           | 105      |
| PALLADIUM.                                  | 575 | SÉLENIUM.                            | 101      |
| Pechblende.                                 | 519 | Selénures.                           | 104      |
| Pépites.                                    | 532 | Sel de Duobus.                       | 202      |
| Perchlorates.                               | 122 | Sel gemme.                           | 208      |
| Persulfure d'hydrogène.                     | 77  | Sc. marin.                           | 208      |
| Pétalite.                                   | 311 | Sels.                                | 15       |
| Phosphacés (famille des).                   | 231 | Serpentine.                          | 430      |
| Phosphates.                                 | 242 | Silicates.                           | 219      |
| Phosphites.                                 | 239 | Silice. <i>Voy.</i> Acide silicique. |          |
| PHOSPHORE.                                  | 232 | SILICIUM.                            | 214      |
| Phosphore de Canton.                        | 248 | Smail.                               | 437      |
| Phosphore de Homberg.                       | 246 | SODIUM.                              | 294      |
| Pierre à cautère.                           | 273 | Sonde.                               | 295      |
| Pierre infernale.                           | 557 | Solubilité.                          | 27       |
| Pierre de touche.                           | 539 | Sondure des ferblantiers.            | 359      |
| Pimélite.                                   | 444 | — des plombiers.                     | 359      |
| PLATINE.                                    | 561 | Soufre.                              | 70       |
| Plâtre.                                     | 343 | Soufre de rubis.                     | 256      |
| Plombagine.                                 | 410 | Sources salées.                      | 300      |
| PLOMB.                                      | 345 | Spath amer.                          | 350      |
| Plomb blanc.                                | 357 | Spath calcaire.                      | 340      |
|                                             |     | Spath fluor.                         | 345      |
|                                             |     | Spath d'Islande.                     | 341      |

|                              |     |                                             |     |
|------------------------------|-----|---------------------------------------------|-----|
| Speiscobalt.                 | 437 | Turquoises.                                 | 478 |
| Sphène.                      | 224 |                                             |     |
| Spléelle.                    | 373 | U.                                          |     |
| Spodumen.                    | 311 | URANE.                                      | 518 |
| Stannacés (familles des).    | 501 | Uranite.                                    | 519 |
| Strass.                      | 221 | Uranotantale.                               | 520 |
| Strontiane.                  | 332 |                                             |     |
| STRONTIUM.                   | 331 | V.                                          |     |
| Sublimé corrosif.            | 488 |                                             |     |
| Substitutions (théorie des). | 33  | Vanadates.                                  | 528 |
| Sucre.                       | 598 | VANADIUM                                    | 523 |
| Sulfates.                    | 95  | Vert de Brunswick.                          | 472 |
| Sulfites.                    | 86  | — de montagne.                              | 466 |
| Sulfures.                    | 78  | — de Rinmann.                               | 439 |
| Synthèse.                    | 30  | — de Scheele.                               | 479 |
|                              |     | Verre d'antimoine.                          | 264 |
|                              |     | Verre hydrique.                             | 222 |
|                              |     | Verres.                                     | 219 |
|                              |     | Vinaigre.                                   | 602 |
|                              |     | Vitriol blanc. <i>Voy.</i> Sulfate de zinc. |     |
|                              |     | — bleu. <i>Voy.</i> Sulfate de cuivre.      |     |
|                              |     | — vert. <i>Voy.</i> Sulfate de fer.         |     |
|                              |     | W.                                          |     |
|                              |     | Wasserglass. <i>Voy.</i> Verre hydrique.    |     |
|                              |     | Wolfram.                                    | 399 |
|                              |     | Wolkonskoite.                               | 430 |
|                              |     | Y.                                          |     |
|                              |     | Yttria.                                     | 390 |
|                              |     | YTTRIUM.                                    | 390 |
|                              |     | Z.                                          |     |
|                              |     | ZINC.                                       | 449 |
|                              |     | Zircone.                                    | 383 |
|                              |     | ZIRCONIUM.                                  | 383 |

FIN DE LA TABLE ALPHABÉTIQUE DES MATIÈRES.

PARIS. — IMPRIMERIE DE FAIN ET THUNOT,  
RUE RACINE, 28, PRÈS DE L'ODÉON.

SV 610028



## ERRATA.

Pages Lignes.

- 23 4 au lieu de : la somme des corps, *lisez* : la somme des volumes des corps.
- 27 11 an lieu de : précipiteront en entrant, *lisez* : se précipiteront en entraînant.
- 35 3 au lieu de : 2, 3, 4, 5, *lisez* : 2, 3, 4, 6.
- 47 dernière ligne, au lieu de : le cuivre est, *lisez* : le cuivre soit.
- 54 8 au lieu de : qu'un volume, *lisez* : qu'un tiers de volume.
- 58 6 en remontant, an lieu de : de chlorure que du potassium, *lisez* : que du chlorure de potassium.
- 63 6 au lieu de : l'oxygène d'air, *lisez* : l'oxygène de l'air.
- 70 5 en remontant, au lieu de : conductibilité du calorique, *lisez* : conductibilité du soufre pour le calorique.
- 91 10 en remontant, au lieu de : met l'acide azoteux  $Az^2O^3$  en liberté, qui, etc., *lisez* : met en liberté l'acide azoteux qui.
- 103 dernière ligne, an lieu de : l'acide sulfurique, *lisez* : l'acide sulfhydrique.
- 112 13 an lieu de : sont générale hydres, *lisez* : sont généralement anhydres.
- 113 19 an lieu de : se décompose, *lisez* : la décompose.
- 166 dans la note, au lieu de :  $(NH^3, HCl)$ , *lisez* :  $3(NH^3.HCl)$ .
- 167 15 au lieu de : 1000, *lisez* : 10000.
- 171 2 même correction.
- 180 15 au lieu de : azoïque, *lisez* : azotique.
- 183 10 au lieu de : avec l'hydrogène de l'eau de l'acide, *lisez* : de l'eau avec l'hydrogène de l'acide.
- 203 4 en remontant, au lieu de : 1000, *lisez* : 10000.
- 218 6 et suivantes, au lieu de :  $So^3$ , *lisez* :  $Si O^3$ .
- 268 14 au lieu de :  $Na O^{\frac{1}{2}}$ , *lisez* :  $Na O^{\frac{1}{2}}$ .
- Id.* 15 au lieu de : les kaliacés oxydes des, *lisez* : les oxydes des kaliacés.
- 272 17 an lieu de : sulfrique, *lisez* : sulfurique.
- 276 19 au lieu de : 1 équiv. de potassium, *lisez* : 1 équiv. de sulfure de potassium.
- 317 10 au lieu de : parce qu'il, *lisez* : parce qu'elle.
- 331 14 an lieu de :  $BaO, Cl$ , *lisez* :  $BaCl$ .
- 426 17 au lieu de : l'oxygène, *lisez* : l'oxyde.
- 441 avant-dernière ligne, an lieu de : vert, *lisez* : verre.
- 597 1 de la seconde note, an lieu de : cognard, *lisez* : cagnard.







